

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ЦИВІЛЬНОГО ЗАХИСТУ УКРАЇНИ

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Підручник

Затверджено до друку і використання в навчальному процесі
вченою радою НУЦЗ України

**2025
Черкаси**

Авторський колектив:

Ю.К. Гапон – кан. техн. наук, доц. – розділ 1;
М. А. Чиркіна-Харламова – кан. техн. наук, доц. – розділ 2;
Є. Д. Слепужніков – кан. техн. наук, доц. – розділ 3;
Н. М. Лисак – розділ 4.

Рецензенти:

О. М. Борисенко – д-р техн. наук, проф., проф. каф. техн. кераміки, вогнетривів, скла та емалей Національного технічного університету «Харківський політехнічний інститут»;
Л. В. Ніканорова – нач. від-ня лаб. аналізу хіміко-радіологічної лабораторії частини радіаційного, хімічного та біологічного захисту та проведення аварійно-рятувальних робіт Межрегіонального центру швидкого реагування ДСНС України

*Затверджено до друку вченою радою НУЦЗ України
(протокол від 28.08.2025 № 15)*

Гапон Ю.К.

Загальна та неорганічна хімія: підручник. Для здобувачів вищої освіти / Ю.К. Гапон, М.А. Чиркіна-Харламова, Є.Д.Слепужніков, Н.М. Лисак – Черкаси.: НУЦЗУ, 2025. – 420 с.

Підручник «Загальна та неорганічна хімія» призначений для здобувачів вищої освіти денної та заочної форми навчання, що навчаються за освітньо-професійними програмами: «Пожежна безпека», «Пожежогасіння та аварійно-рятувальні роботи», «Цивільний захист», «Екологічна безпека», «Охорона праці», «Радіаційний та хімічний захист». У підручнику викладено основні теоретичні положення, вправи для практичного застосування та самостійної роботи, лабораторний практикум та основні довідкові матеріали, необхідні для вивчення хімії.

ЗМІСТ

Вступ.....	8
Розділ 1 Основні закони хімії та будова хімічних речовин	9
Тема 1.1 Хімія як наука про речовини і їхні перетворення	9
1.1.1 Предмет хімії	9
1.1.2 Історія розвитку хімії	10
1.1.3 Хімія і пожежна безпека	12
1.1.4 Основні хімічні поняття та визначення.....	14
1.1.5 Основні хімічні закони.....	16
Приклади розв’язання типових задач за темою 1.1.....	23
Завдання для самоконтролю за темою 1.1	26
Тема 1.2 Класифікація неорганічних речовин	30
1.2.1 Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.....	30
1.2.2 Оксиди.....	31
1.2.3 Основи.....	34
1.2.4 Кислоти	36
1.2.5 Солі.....	39
Приклади розв’язання типових задач за темою 1.2.....	42
Завдання для самоконтролю за темою 1.2	44
Тема 1.3 Будова атома.....	48
1.3.1 Будова атома, атомне ядро.....	48
1.3.2 Квантово – механічні уявлення. Квантові числа	52
1.3.3 Порядок заповнення атомних орбіталей. Будова електронних оболонки	59
Приклади розв’язання типових задач за темою 1.3.....	63
Завдання для самоконтролю за темою 1.3	65
Тема 1.4 Періодична система елементів Д.І. Менделєєва з точки зору електронної будови атома	70
1.4.1 Історія відкриття періодичного закону Д.І. Менделєєва.....	70
1.4.2 Періодична система елементів	73
1.4.3 Залежність властивостей елементів від положення в періодичній системі	76
Приклади розв’язання типових задач за темою 1.4.....	79
Завдання для самоконтролю за темою 1.4	81
Тема 1.5 Хімія металів та неметалів.....	87
1.5.1 Загальна характеристика металів. Методи одержання.....	87
1.5.2 Лужні та лужно-земельні метали.....	89
1.5.3 Важкі та легкі конструкційні метали (Fe, Mg, Al, Ti).Хімічні властивості заліза	92
1.5.4 Загальна характеристика неметалів.....	96
1.5.5 Хімічні властивості Оксигену. Самозаймання речовин при контакті з киснем повітря	98
1.5.6 Хімічні властивості Гідрогену, галогенів, Сульфуру, Нітрогену, Фосфору, Карбону та Силіцію.....	100

Приклади розв'язання типових задач за темою 1.5	117
Завдання для самоконтролю за темою 1.5	121
Тема 1.6 Хімічний зв'язок та будова молекул	128
1.6.1 Типи хімічного зв'язку	128
1.6.2 Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків	129
1.6.3 Йонний зв'язок	134
1.6.4 Металічний зв'язок	138
1.6.5 Сили міжмолекулярної взаємодії. Водневий зв'язок	139
Приклади розв'язання типових задач за темою 1.6	139
Завдання для самоконтролю за темою 1.6	141
Розділ 2 Термодинаміка та кінетика хімічних процесів у дисперсних системах. Реакції в розчинах	145
Тема 2.1 Енергетика хімічних і фазових перетворень	145
2.1.1 Основні поняття хімічної термодинаміки	145
2.1.2 Внутрішня енергія та ентальпія. Перший закон термодинаміки	146
2.1.3 Термохімія. Закон Гесса	148
2.1.4 Ентропія та енергія Гіббса. Умови самочинного перебігу хімічних реакцій	151
Приклади розв'язання типових задач за темою 2.1	153
Завдання для самоконтролю за темою 2.1	156
Тема 2.2 Кінетика хімічних реакцій та хімічна рівновага	160
2.2.1 Основні поняття хімічної кінетики	163
2.2.2 Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон дії мас	163
2.2.3 Залежність швидкості реакції від температури	166
2.2.4 Зв'язок хімічної кінетики з теорією виникнення та припинення горіння	166
2.2.5 Поняття про механізм реакцій. Ланцюгові реакції	168
2.2.6 Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє	168
2.2.7 Рівновага в гетерогенних системах. Фазова рівновага	174
Приклади розв'язання типових задач за темою 2.2	176
Завдання для самоконтролю за темою 2.2	178
Тема 2.3 Утворення розчинів	183
2.3.1 Поняття про розчини. Склад розчинів	185
2.3.2 Класифікація розчинів	185
2.2.3 Залежність швидкості реакції від температури	186
Приклади розв'язання типових задач за темою 2.3	189
Завдання для самоконтролю за темою 2.3	192
Тема 2.4 Дисперсні системи	196
2.4.1 Поняття про колоїдні системи. Добування колоїдних систем	196
2.4.2 Колоїдні розчини (золі, гелі)	198
2.4.3 Грубодисперсні системи (суспензії, емульсії, піни, аерозолі)	199
Приклади розв'язання типових задач за темою 2.4	203
Завдання для самоконтролю за темою 2.4	205

Тема 2.5 Гідроліз солей. Сучасні теорії кислот та основ	209
2.5.1 Класифікація та номенклатура солей	209
2.5.2 Взаємодія солей з водою. Поняття про гідроліз	212
2.5.3 Теорія кислот і основ.....	213
2.5.4 Іонний добуток води	215
2.5.5 Вода як розчинник, її значення в пожежогасінні	216
2.5.6 Типи гідролізу.....	220
Приклади розв'язання типових задач за темою 2.5.....	221
Завдання для самоконтролю за темою 2.5	225
Тема 2.6 Комплексоутворення в розчинах.....	230
2.6.1 Поняття про комплексні сполуки. Теорія Вернера.....	230
2.6.2 Номенклатура комплексних сполук	232
2.6.3 Класифікація комплексних сполук.....	233
2.6.4 Стійкість комплексних сполук	235
Приклади розв'язання типових задач за темою 2.6.....	236
Завдання для самоконтролю за темою 2.6	238
Розділ 3 Основи електрохімії	243
Тема 3.1 Розчини неелектролітів та електролітів.....	243
3.1.1 Основні поняття про неелектроліти та електроліти	243
3.1.2 Сила електролітів. Константа та ступінь дисоціації.....	244
3.1.3 Реакції іонного обміну	247
3.1.4 Добуток розчинності	248
Приклади розв'язання типових задач за темою 3.1.....	249
Завдання для самоконтролю за темою 3.1	251
Тема 3.2 Окиснювально-відновлювальні реакції	256
3.2.1 Ступінь окиснення. Окиснення та відновлення.....	256
3.2.2 Типи окисно-відновних реакцій	257
3.2.3 Складання окисно-відновних реакцій. Метод електронного балсу.....	258
3.2.4 Основні окисники та відновники.....	260
3.2.5 Пожежна небезпека окисників та відновників	260
3.2.6 Реакція горіння як окисно-відновний процес	261
Приклади розв'язання типових задач за темою 3.2.....	261
Завдання для самоконтролю за темою 3.2	264
Тема 3.3 Електродні потенціали. Гальванічні елементи	269
3.3.1 Електродний потенціал	269
3.3.2 Механізм виникнення електродного потенціалу. Подвійний електричний шар	270
3.3.3 Рівняння Нернста. Електрорушійна сила.....	272
3.3.4 Термодинаміка гальванічного елемента	274
3.3.5 Хімічні джерела струму	274
Приклади розв'язання типових задач за темою 3.3.....	275
Завдання для самоконтролю за темою 3.3	279
Тема 3.4 Електроліз.....	283

3.4.1 Електроліз. Електродні процеси під час електроліз	283
3.4.2 Закони Фарадея	285
3.4.3 Вихід за струмом	287
3.4.4 Практичне застосування електролізу	288
Приклади розв'язання типових задач за темою 3.4	290
Завдання для самоконтролю за темою 3.4	292
Тема 3.5 Корозія металів та методи захисту від неї	298
3.5.1 Корозія металів. Основні типи корозії	298
3.5.2 Хімічна корозія. Захисні властивості поверхневих плівок	299
3.5.3 Електрохімічна корозія	301
3.5.4 Способи захисту від корозії	303
3.5.5 Вплив факторів, що виникають при пожежі, на корозію	305
Приклади розв'язання типових задач за темою 3.5	306
Завдання для самоконтролю за темою 3.5	309
Розділ 4 Хімічні властивості s,p,d-елементів	314
Тема 4.1 Хімічні властивості s1, s2 - елементів	314
4.1.1 Загальні положення s1-елементів	314
4.1.2 Хімічні властивості лужних металів	316
4.1.3 Використання лужних металів	316
4.1.4 Загальні положення s2-елементів	316
4.1.5 Використання лужно-земельних металів	318
Приклади розв'язання типових задач за темою 4.1	319
Завдання для самоконтролю за темою 4.1	321
Тема 4.2 Хімічні властивості p1, p2 - елементів	324
4.2.1 Загальні положення p1-елементів	324
4.2.2 Хімічні властивості бору, алюмінію, галію, індію та талію	326
4.2.3 Використання p1-елементів	327
4.2.4 Загальні положення p2-елементів	328
4.2.5 Хімічні властивості карбону, сіліцію, германію, стануму та плюмбуму	330
4.2.6 Використання p2-елементів	332
Приклади розв'язання типових задач за темою 4.2	332
Завдання для самоконтролю за темою 4.2	334
Тема 4.3 Хімічні властивості p3, p4 - елементів	338
4.3.1 Загальні положення p3-елементів	338
4.3.2 Хімічні властивості нітрогену, фосфору та елементів підгрупи арсену	339
4.3.3 Використання p3-елементів	341
4.3.4 Загальні положення p4-елементів	342
4.3.5 Хімічні властивості кисню, фосфору, селену, телуру та полонію	344
4.3.6 Використання p4-елементів	345
Приклади розв'язання типових задач за темою 4.3	346
Завдання для самоконтролю за темою 4.3	348

Тема 4.4 Хімічні властивості p5, p6 - елементів	352
4.4.1 Загальні положення p5-елементів	352
4.4.2 Хімічні властивості галогенів	353
4.4.3 Використання галогенів та їх сполук	355
4.4.4 Хімічні властивості та використання гідрогену	355
4.4.5 Загальні положення p6-елементів	358
4.4.6 Хімічні властивості та використання благородних газів	359
Приклади розв'язання типових задач за темою 4.4	361
Завдання для самоконтролю за темою 4.4	363
Тема 4.5 Хімічні властивості d4-d8 - елементів	367
4.5.1 Загальні положення d4-елементів	367
4.5.2 Хімічні властивості d4-елементів	368
4.5.3 Використання d4-елементів	370
4.5.4 Загальні положення, хімічні властивості та використання d5-елементів	371
4.5.5 Хімія елементів тріади феруму	373
4.5.6 Хімія платиноїдів	375
Приклади розв'язання типових задач за темою 4.5	378
Завдання для самоконтролю за темою 4.5	380
Тема 4.6 Хімічні властивості d9 - d10 - елементів	383
4.6.1 Загальні положення d9-елементів	383
4.6.2 Хімічні властивості d9-елементів	384
4.6.3 Використання d9-елементів та їх сполук	386
4.6.4 Загальні положення d10-елементів	387
4.6.5 Хімічні властивості d10-елементів	387
4.6.6 Використання d10-елементів та їх сполук	389
Приклади розв'язання типових задач за темою 4.6	389
Завдання для самоконтролю за темою 4.6	391
Тема 4.7 Хімічні властивості d1-d3 - елементів	394
4.7.1 Загальні положення d1-елементів	395
4.7.2 Хімічні властивості і використання d1-елементів та їх сполук	396
4.7.3 Загальні положення d2-елементів	398
4.7.4 Хімічні властивості і використання d2-елементів та їх сполук	399
4.7.5 Загальні положення d3-елементів	400
4.7.6 Хімічні властивості і використання d3-елементів та їх сполук	402
Приклади розв'язання типових задач за темою 4.7	403
Завдання для самоконтролю за темою 4.7	405
Додатки	409
Література	419

ВСТУП

Підручник «Загальна та неорганічна хімія» призначений для здобувачів вищої освіти денної та заочної форми навчання, що навчаються за спеціальностями 261 «Пожежна безпека», 263 «Цивільна безпека», 101 «Екологія», 161 «Хімічні технології та інженерія» за першим (бакалаврським) рівнем вищої освіти.

Підручник підготовлений відповідно до навчальних програм з курсу «Загальна та неорганічна хімія», призначений для поглибленого вивчення теоретичних основ даної дисципліни, а також для практичного закріплення і поточного контролю знань навчального матеріалу.

Підручник складається із 4 розділів.

Розділ 1. Основні закони хімії та будова хімічних речовин.

Розділ 2. Термодинаміка та кінетика хімічних процесів у дисперсних системах. Реакції в розчинах.

Розділ 3. Основи електрохімії.

Розділ 4. Хімічні властивості s,p,d-елементів.

Матеріал підручника укладений з урахуванням того, що головним завданням здобувачів вищої освіти Національного університету цивільного захисту України є набуття певних навичок при вирішенні завдань, що можуть виникати при безпосередній практичній діяльності, а також засвоєння теоретичного матеріалу в об'ємі навчальних програм курсу.

Крім теоретичних питань хімії підручник містить повний набір матеріалів – задачі та приклади їх розв'язання, завдання для самоконтролю (питання, тести, задачі).

Підручник також вміщує основні довідкові матеріали, що сприяє значній економії часу при виконанні практичних вправ.

РОЗДІЛ 1

ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ ТА БУДОВА ХІМІЧНИХ РЕЧОВИН

Тема 1.1 Хімія як наука про речовини і їхні перетворення

1.1.1 Предмет хімії

Хімія належить до природничих наук, які вивчають матеріальний світ у всій різноманітності його існування і перетворень.

Хімія в житті людей відіграє винятково важливу роль. Вона забезпечує ріст матеріальних благ, синтез нових важливих матеріалів. Немає жодної галузі виробництва, де б не застосовувалася хімія чи її продукція. Піддаючи хімічній переробці природну сировину, добувають різноманітні промислові, сільськогосподарські, побутові вироби. А для цього потрібно знати хімічні закони перетворення речовин. Розвиток хімічної промисловості – одна з найважливіших умов технічного прогресу. Хімічна промисловість виробляє синтетичні хімічно і корозійно стійкі полімерні матеріали, кількість яких зростає щоденно. Вони використовуються у промисловості, на транспорті, в будівництві, сільському господарстві, медицині, побуті тощо. Завдяки хімії створено високоефективне штучне хімічне паливо, конструкційні матеріали, різні термостійкі матеріали, надтверді і некородуючі сплави. З розвитком хімії, зокрема з розробкою методів виявлення і визначення кількісного вмісту окремих мікроелементів у тканинах живих організмів, тісно пов'язаний розвиток медицини. Завдяки успіхам хімії створюються не тільки різноманітні ліки, а й виготовляються замінники крові, деякі штучні органи. Не може обійтись без хімії і сучасне сільське господарство, яке зобов'язує агрохімічні служби підвищити відповідальність за ефективне використання мінеральних добрив та інших засобів хімізації сільського господарства. Відповідальні завдання висуває перед хімічною наукою проблема охорони довкілля. Це, насамперед, створення безвідходних хімічних виробництв, розробка радикальних методів хімічного аналізу та очистки стічних і промислових вод.

Хімія вивчає речовини та їх перетворення.

Перетворення речовин називають **хімічною реакцією**.

Неорганічна хімія вивчає речовини неорганічної природи і властивості всіх елементів, **органічна** – речовини органічної природи, обов'язковим компонентом яких є Карбон; **загальна** – теоретичні основи системи знань про речовину і хімічні перетворення. Хімія тісно пов'язана з фізикою і біологією, адже хімічні зміни завжди супроводжуються фізичними, а всі життєві процеси – безперервними хімічними перетвореннями речовин в організмі, обміном речовин між організмом і навколишнім середовищем.

Отже, **хімія** – наука, що вивчає речовини та процеси їх перетворення, які супроводжуються зміною їхнього складу і структури.

1.1.2 Історія розвитку хімії

Хімія, як і інші природничі науки, зародилась на основі практичної діяльності людей. Вважають, що наука про речовини та їх перетворення виникла в Єгипті – технічно найпередовішій країні стародавнього світу. Тут ще задовго до нашої ери процвітало багато ремесел, в яких застосовувались хімічні процеси. Близько 20 століть хімія не спиралась на наукові теорії. Алхімічний період розвитку хімії, який тривав приблизно від IV до XVI ст., збагатив практичну хімію різними відомостями про кислоти, солі, метали, лікувальні властивості деяких речовин. Надії та прагнення перетворювати одні елементи на інші, в тому числі неблагородні метали на золото, надихали алхіміків проробляти велику кількість дослідів. Потреби в добуванні золота і розвитку хімічних виробництв (фарби, соди) зростали по мірі розширення торгівлі, але водночас виявлялась неспроможність алхімічних теорій.

Алхіміки XIII – XV ст. до абстрактних «принципів» (тепло, холод, вологість, сухість, у разі поєднання яких немовби утворюються «основні елементи» – земля, вода, повітря, вогонь, метали тощо) додали також горючість (сірка), металічність (ртуть) і розчинність (сіль). У XVIII ст. роби-

лись спроби звести всі хімічні перетворення до деякої газоподібної матерії, невагомої і невловимої речовини – флогістону. Теорія флогістону пояснювала процеси горіння та окиснення тіл втратою ними флогістону. В цей період було відкрито більшість газів, головна заслуга теорії флогістону полягала в тому, що вона дала змогу звільнитися від застарілих уявлень. Однак, вона не змогла пояснити нові відкриття, кількість яких у той період зростала великими темпами, і тому стала на перешкоді розвитку науки.

Період розвитку хімії до XVIII ст. можна назвати передісторією хімічної науки. Науковою хімія стала лише після запровадження наукового підходу до вивчення речовин і створення першої матеріалістичної теорії. Хімія як точна наука, виникла після того, як ученим М.В. Ломоносовим були теоретично розвинені атомно-молекулярні уявлення і сформульований закон збереження маси (1748 р.)

Застосування кількісних методів дослідження, які в хімію ввів Ломоносов, було характерним і для праць талановитого французького вченого А.Л.Лавуазьє, який розробив кисневу теорію горіння, що послужила поштовхом для дальшого розвитку хімії.

Горіння – це фізико-хімічний процес для якого характерні три ознаки: хімічне перетворення, виділення тепла та випромінювання світла.

Закон збереження маси, відкритий М.В. Ломоносовим, має велике значення для науки взагалі, і для хімії зокрема. Цей закон не допускав ідеалістичного тлумачення різних хімічних перетворень і заперечував існування нематеріальних (невагових) елементів-якостей. Закон збереження маси започаткував кількісний аналіз, завдяки чому стало можливим вивчення кількісного складу речовин.

М.В. Ломоносов на основі фізичних і математичних методів створив логічно гармонійну й експериментально обґрунтовану атомістичну теорію. Маса атомів, їхні властивості, здатність реагувати між собою з утворенням складних частинок (молекул), внутрішній зв'язок між атомами – об'єкти досліджень хімії XIX ст.

Перші уявлення про валентність почали формуватись у середині XIX ст. У галузі вивчення структури молекул великих успіхів досягнув видатний вчений О.М. Бутлеров – засновник теорії хімічної будови органічних сполук.

Важливий період у розвитку атомістики завершив Д.І. Менделєєв, поклавши в основу своїх геніальних узагальнень поняття про неподільність атома. Подальший розвиток науки дав змогу, спираючись на періодичний закон, пізнати будову речовини глибше, ніж це було можливо за життя Д.І. Менделєєва. Розроблена в XX ст. теорія будови атома дала періодичному закону і періодичній системі елементів нове, глибше висвітлення.

Відкриття явища радіоактивності послужило поштовхом для вивчення будови «неподільної» частинки – атома. В двадцятих роках XX ст. була переконливо підтверджена двоїста природа електронів: вони вели себе одночасно як частинки і як хвилі. Завдяки відкриттю нейтронів та інших елементарних частинок виникла ще одна галузь хімії – хімія ядерних процесів.

У розвитку хімії велику роль відіграло атомно-молекулярне вчення, яке відрізнялося від попередніх теорій своєю логікою. Основи атомно-молекулярного вчення вперше були викладені М.В. Ломоносовим (1741р.) у праці «Елементи математичної хімії». В основі цього вчення лежить принцип дискретності речовини: будь-яка речовина складається з окремих, дуже малих частинок. Відмінність між речовинами зумовлена відмінністю між їхніми частинками: частинки однієї речовини однакові, частинки різних речовин – різні.

1.1.3 Хімія і пожежна безпека

В основі всіх процесів, що відбуваються під час пожежі, лежить процес горіння – одне з найцікавіших і життєво необхідних для людей явищ природи. Наукове вивчення процесів горіння розпочалося значно пізніше,

ніж використання цих процесів на практиці. Воно стало можливим завдяки розвитку фізики й хімії.

Процес горіння складається з багатьох пов'язаних між собою окремих процесів, як фізичних, так і хімічних. Фізика горіння зводиться до процесів тепло-масообміну і переносу в реагуючій системі. Хімія горіння полягає у протіканні окислювально-відновних реакцій, що складаються з цілого ряду елементарних актів, пов'язаних із переходом електронів від одних речовин до інших – від відновника до окисника. Процес горіння супроводжується виділенням теплоти. Тому до горіння призводять не будь-які реакції, що протікають відносно швидко, а ті, які в сукупності є екзотермічними. Реакції, що йдуть із затратою тепла ззовні, не відносяться до горіння. Горіння – процес, що самопідтримується за рахунок виділення теплоти. Тому горіння обумовлюють не будь-які екзотермічні реакції, а лише ті, сумарна теплота яких є достатньою для того, щоб процес став здатним до самостійного поширення. На практиці використовують реакції горіння, теплота яких, крім того, є достатньою для отримання того або іншого корисного ефекту. Таким чином можна сказати, що сучасна фізико-хімічна теорія відносить до горіння всі хімічні процеси, пов'язані зі швидким перетворенням і тепловим або дифузійним їх прискоренням; при цьому енергія, що виділяється, не встигає поступово розсіятися в навколишньому середовищі, й тому її виділення ми можемо спостерігати у вигляді тепла і світла. **Горіння** – це складний фізико-хімічний процес, основою якого є швидка реакція окиснення, що супроводжується інтенсивним виділенням енергії у вигляді тепла та світлового випромінювання. Отже реакції горіння є різноманітними, але не всі вони є характерними для пожеж. На більшості пожеж в основі горіння лежать реакції взаємодії горючих речовин із повітрям, тому надалі будемо розглядати в основному лише реакції, за яких горючі речовини й матеріали під впливом високих температур вступають у хімічну взаємодію з киснем повітря, перетворюючись у

продукти горіння. Таким чином, характерними ознаками процесу горіння є:

- велика швидкість хімічного перетворення (реакції окиснення);
- виділення достатньої кількості тепла;
- здатність до самостійного підтримування процесу, тобто самопоширення.

Для виникнення та протікання горіння необхідними умовами є (рис.1.1):

- наявність горючої системи (тобто горючої речовини та окисника у певному співвідношенні);
- вплив на горючу систему теплового імпульсу достатньої потужності.

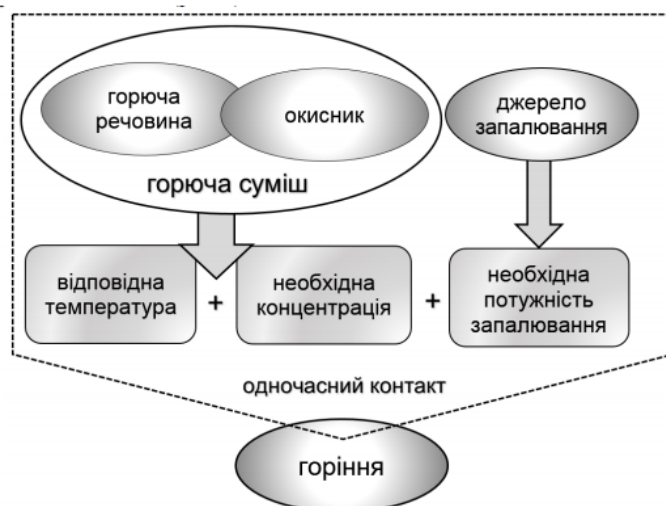


Рисунок 1.1 – Умови виникнення горіння

1.1.4 Основні хімічні поняття та визначення

Частинки речовини перебувають у безперервному русі за будь-яких умов. Для більшості речовин такими частинками є молекули.

Молекула – це найменша частинка речовини, яка має сталий склад і здатна зберігати основні хімічні властивості цієї речовини.

Молекули простих речовин складаються з атомів одного хімічного елемента, а молекули складних речовин – з атомів різних елементів.

Атом – це найменша хімічно неподільна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості.

До складу молекул може входити різне число атомів, наприклад, молекули газів (крім інертних) в основному, складаються з двох атомів, а молекули білків – із сотень тисяч атомів.

Розміри атомів виражаються величинами порядку десятих часток нанометра (10^{-10} м). Абсолютні маси атомів і молекул дуже малі: маса атома найлегшого елемента (Гідрогену) становить $1,67 \cdot 10^{-24}$ г, а маса атома одного з найважчих елементів – Плюмбуму – $3,4 \cdot 10^{-22}$ г. Зрозуміло, що такими величинами оперувати незручно, тому в розрахунках використовують не абсолютні значення мас атомів, а відносні.

Хімічний елемент – сукупність атомів, що мають однаковий заряд ядра (протонне число). Кожний елемент має свою назву та хімічний символ у періодичній системі (наприклад: Н – Hydrogen, О – Oxygen).

Прості речовини – це речовини, утворені з атомів одного хімічного елемента або форма існування хімічного елемента у вільному стані (наприклад – O_2 , H_2 , He).

Складні речовини (хімічні сполуки) – це речовини, утворені з атомів різних елементів або форма існування хімічних елементів у зв'язаному стані (наприклад – HCl, H_2O , CuO).

Хімічні формули – це позначення складу речовини за допомогою знаків хімічних елементів та індексів. Індокси – цифри, які розташовані праворуч від хімічного знаку під рядком і вказують число атомів цього елементу.

Валентність елемента – здатність атома хімічного елемента приєднувати певну кількість атомів іншого елемента. Формально валентність дорівнює номеру групи в періодичній системі Д.І. Менделєєва.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, якій виникає внаслідок перерозподілу електронної густини. Деякі елементи мають сталий ступінь окиснення. Більшість хімічних елементів мають змінний

ступінь окиснення. Найвище значення відповідає номеру групи в періодичній системі, а найнижче 8 – номер групи.

1.1.5 Основні хімічні закони

Один з основних законів хімії – закон збереження маси – відкритий і експериментально підтверджений вченим М.В. Ломоносовим у 1748 р. Цей закон можна сформулювати так:

маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.

В 1789 р. закон збереження маси незалежно від М.В. Ломоносова відкрив французький хімік А.Л. Лавуазьє, який довів, що під час реакції залишається сталою не тільки загальна маса речовини, а й маса кожного з елементів речовин, що взаємодіють.

Закон збереження маси став науковою основою для створення перших понять хімії, для відкриття нових законів. Завдяки цьому закону М.В. Ломоносов і А.Л. Лавуазьє дали перші уявлення про хімічні елементи та різні види речовин.

Видатний фізик П.М. Лебедєв експериментально довів, що світло здатне чинити тиск, його можна розглядати як один із видів матерії. Подібні досліди наштовхнули великого німецького фізика А. Ейнштейна на думку, що між масою тіла m і його енергією E існує зв'язок:

$$E = mc^2,$$

де c – швидкість світла.

Отже, рівняння Ейнштейна є математичним виразом закону збереження маси й енергії – одного з основних законів сучасної фізики, який іноді називають законом еквівалентності маси й енергії. Згідно з цим законом, ***зміна маси на величину Δm відповідає цілком певна зміна енергії.***

Невеликі зміни маси повинні викликати значні енергетичні ефекти,

оскільки множник є дорівнює $9 \cdot 10^{16}$ (швидкість світла становить $3 \cdot 10^8$ м/с). Невеликі енергетичні ефекти, що супроводжують хімічні реакції, не можуть привести до помітних змін мас речовин, тому під час перевірки закону збереження маси на хімічних реакціях завжди підтверджувалася його справедливність.

Завдяки відкриттю закону збереження маси в кінці XVIII ст. в хімії міцно укорінилися кількісні методи дослідження, було вивчено кількісний склад багатьох речовин, відомий французький хімік Ж.Пруст відкрив закон сталості складу, який формулюється так:

кожна чиста речовина має сталий якісний і кількісний склад незалежно від способу її добування.

З відкриттям цього закону хімічною сполукою почали називати будь-яку індивідуальну складну речовину, що має сталий склад. Проте із закону сталості складу не можна зробити висновок, що одному й тому самому кількісному складу відповідає одна сполука. Закон сталості складу не є загальним, він має істотні обмеження. Наприклад, для сполук, що мають молекулярну будову, цей закон справджується цілком, а для сполук з іншою будовою відомо багато, що мають не сталий, а змінний склад. Так, вивчаючи сплави металів, видатний вчений М. С. Курнаков на початку XX ст. виявив сполуки змінного складу; в 30-х роках XX ст. виявлено такі самі сполуки серед оксидів, сполук металів із Сульфуром (сульфідів), Нітрогеном (нітридів), Карбоном (карбідів), Гідроеном (гідридів).

Після відкриття ізопоів з'ясувалось, що із зміною ізопоіного складу елемента змінюється і масовий склад сполуки. Так, важка вода містить близько 20% Гідроену, а звичайна – лише 11%. Отже, співвідношення між масами елементів, що входять до складу певної речовини, сталі лише за умови сталості ізопоіного складу цих елементів.

Видатний англійський хімік і фізик Дж. Дальтон, вивчаючи сполуки, утворені одними й тими самими елементами, відкрив у 1803 р. закон кратних відношень:

якщо два елементи утворюють один з одним кілька сполук молекулярної будови, то на одну й ту саму кількість одного з них припадають такі кількості іншого, які відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Проте закон кратних відношень (як і закон сталості складу) не є загальним і також має свої обмеження. Для сполук з немoleкулярною структурою масові кількості одного елемента, що припадають на одну й ту саму кількість іншого, можуть відноситись як дробові числа. Наприклад, Титан може утворювати сполуку, у якій число атомів Гідрогену коливається від 1 до 2 атомів на 1 атом Титану: формула цієї сполуки записується у вигляді TiH_{1-2} .

Змінність складу характерна для сполук Танталу із Селеном $TaSe_{1.75-2.5}$, Титану з Карбоном $TiC_{0.6-1}$. Такі формули відображають не склад молекули, а лише межі складу молекули речовини. Зрозуміло, що в цьому разі закон кратних відношень буде неприйнятний.

Отже, поряд із сполуками із сталим (дискретним) складом, що на честь вченого Дж. Дальтона, який відкрив закон перервності складу, називаються дальтонідами, існують сполуки із змінним (безперервним) складом – бертоліди, які досліджував французький хімік К.Л. Бертолле.

Закон кратних відношень відображає перервність молекулярного складу сполук. Завдяки відкриттю цього закону виявлено дискретну будову речовин.

За одиницю вимірювання маси атомів англійський фізикохімік Дж. Дальтон запропонував прийняти масу атома найлегшого елемента – Гідрогену.

Дещо пізніше шведський хімік і мінералог Й.Я. Берцеліус за елемент порівняння запропонував взяти Оксиген, прийнявши масу його атома за 100. З 1960 р. вважають, що відносна атомна маса Оксигену дорівнює 16, а атомна маса Гідрогену – 1,008.

До 1960 р. існувало дві шкали атомних мас: фізична і хімічна. В ос-

нову фізичної шкали було покладено значення атомної маси нукліда оксигену ^{16}O , що чисельно дорівнює 16, а в основу хімічної шкали – значення атомної маси природного оксигену, який є сумішшю різних нуклідів, що чисельно також дорівнює 16. У 1960 р. Міжнародна спілка теоретичної і прикладної фізики, а в 1961 р. Міжнародна спілка теоретичної і прикладної хімії (IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry) прийняли нову, єдину шкалу атомних мас, за якою маси атомів і молекул порівнюють із $1/12$ маси нукліда Карбону ^{12}C . Це зумовлено тим, що в цьому разі відносні атомні маси елементів набувають значень, найближчих до цілих чисел.

Відносною молекулярною M_r (або атомною A_r) масою речовини називають відношення маси молекули (або атома) m_0 даної речовини до $1/12$ маси атома Карбону – $12 m_0(\text{C})$.

Символ M_r , запропонований ІЮПАК, свідчить про відносний характер молекулярної маси (r – relative – відносний).

Нині відносні атомні маси всіх хімічних елементів визначено досить точно. Додавши відносні маси атомів, які входять до складу молекули тієї чи іншої речовини, можна обчислити відносну молекулярну масу цієї речовини.

Найпершими були визначені молекулярні маси газоподібних речовин. Для визначення відносної молекулярної маси речовини слід знайти молярну масу, що чисельно дорівнює їй.

Найпростіший метод визначення молекулярних мас речовин ґрунтується на **законі Авогадро** – *однакові об'єми різних газів за одних і тих самих умов містять однакове число молекул*.

Отже, маси однакових об'ємів двох різних газів m_1 і m_2 відносяться одна до одної як молекулярні або молярні маси цих газів, тобто

$$m_1/m_2 = M_{r1}/M_{r2},$$

де M_{r1} і M_{r2} – відповідно відносні молекулярні маси двох газів.

Відношення m_1/m_2 показує, у скільки разів один газ важчий за інший за одних і тих самих умов. Це відношення називається відносною густиною першого газу за другим і позначається літерою D :

$$D = M_{r1}/M_{r2},$$

Звідси:

$$M_{r1} = D \cdot M_{r2}$$

Молекулярна маса газу дорівнює добутку його густини відносно іншого газу на молекулярну масу цього газу.

Для розрахунків молярних мас газоподібних речовин можна використовувати рівняння Клапейрона – Менделєєва:

$$PV = (m/M)RT$$

де P – тиск, Па; V – об'єм, м³; m – маса, г; M – молярна маса, г/моль; T – температура, К; R – універсальна газова стала (8,314 Дж/моль · К).

У деяких випадках зручно користуватися об'єднаним газовим законом:

$$PV/T = \text{const (для заданої маси газу),}$$

$$\text{або } P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2,$$

$$\text{або } PV/T = P_0V_0/T_0$$

де $P_0 = 101,3$ кПа; $T_0 = 273$ К.

Чим більше атомів або молекул міститься в речовині, тим більша її маса. Число молекул у макроскопічних тілах надзвичайно велике, тому прийнято зазначати не абсолютне число атомів і молекул, а відносне. Число молекул або атомів у даній речовині прийнято порівнювати з числом атомів, що містяться в 0,012 кг Карбону. Відносне число атомів і молекул у речовині характеризують фізичною величиною, яка називається кількістю

речовини.

Кількість речовини (ν) – це відношення числа молекул N , що містяться в даній речовині, до числа N_A атомів у 0,012 кг карбону:

$$\nu = N/N_A$$

Якщо речовина складається з окремих атомів, які не сполучені в молекули, то під числом молекул слід розуміти число атомів. Кількість речовини виражається в молях.

Моль – це така кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, йонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 0,012 кг нукліда Карбону ^{12}C .

Якщо, наприклад, кількість речовини дорівнює 2 моль, то це означає, що число молекул у речовині в 2 рази більше, ніж число атомів у 0,012 кг нукліда Карбону ^{12}C .

Застосовуючи поняття «моль», потрібно в кожному конкретному випадку зазначати, про які саме структурні одиниці йдеться. Наприклад, слід розрізняти поняття “моль атомів Н”, “моль молекул H_2 ”, “моль йонів H^+ ”.

Число структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини, називають **числом Авогадро**

Число Авогадро становить $6,02 \cdot 10^{23}$.

Крім відносної молекулярної маси M_r , у хімії та фізиці широко застосовують поняття «**молярна маса M** ».

Молярною масою називають масу речовини, взятої в кількості один моль.

$$M = m/\nu$$

Треба мати на увазі, що чисельно молекулярна і молярна маса однакові, але мають різні розмірності (відносна молекулярна маса безрозмірна, молярна маса має розмірність г/моль).

Вивчаючи реакції між газами і проводячи кількісні дослідження, французький вчений Ж. Л. Гей-Люссак зробив узагальнення, відоме під назвою закону простих об'ємних відношень, або «хімічного» закону Гей-Люссака:

за однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного, а також до об'ємів газоподібних продуктів реакції як невеликі цілі числа.

Так, під час взаємодії 3 об'ємів водню і 1 об'єму кисню утворюється 2 об'єми водяної пари.

Цей закон привернув загальну увагу хіміків, які намагались пояснити простоту об'ємних співвідношень газів, атоми яких сполучаються між собою.

Найбільш послідовно і досконало дослідив газові реакції італійський фізик А. Авогадро, що дало йому змогу зробити нові теоретичні узагальнення. У 1811 р. він увів поняття молекули і сформулював свою знамениту гіпотезу, яка після експериментальної перевірки перетворилася на закон.

Закон Авогадро: *в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури та тиску) міститься однакове число молекул.*

Вводячи поняття молекули, А. Авогадро не відкидав поняття «атом». Закон Авогадро узгоджувався з фактами, які привели до відкриття закону простих об'ємних відношень, дав змогу зробити висновок про число атомів у молекулах газів, відіграв велику роль у визначенні атомної маси елементів і молекулярної маси речовин.

Згідно з законом Авогадро, однакове число молекул різних газів за однакових умов займає один і той самий об'єм. Виходячи з того, що в 1 моль, будь-якої речовини міститься однакове число частинок, які в газоподібному стані займають за певних температури та тиску однакові об'єми, неважко обчислити об'єм 1 моля газоподібної речовини за нормальних умов (101 325 Па, 0°C). Наприклад, відомо, що маса 1 л кисню за нормальних умов становить 1,43 г. Щоб знайти об'єм 1 моль кисню, складемо і ро-

зв'яжемо пропорцію

$$\begin{aligned} 1,431 \text{ г} & - 1 \text{ л} \\ 32 \text{ г (1 моль)} & - X \text{ л} \\ X & = (32 \text{ г} \cdot 1 \text{ л}) / 1,43 = 22,4 \text{ л} \end{aligned}$$

Обчислення молярного об'єму інших газів (водню, вуглекислого газу тощо) показали, що ця величина стала. Отже, ***моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.*** Цей об'єм називається **молярним об'ємом газу.**

Приклади розв'язання типових задач за темою 1.1.

Задача №1. Розрахувати відносну молекулярну масу і молярну масу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Розв'язання:

Відносна молекулярна маса M_r обчислюється як сума відносних атомних мас елементів A_r з урахуванням кількості атомів кожного елемента:

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{S}) + 12 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342 \text{ а.о.м.}$$

Однак чисельне значення молярної маси речовини M , що має одиниці вимірювання г/моль, співпадає із значенням M_r , тому $M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль}$.

Відповідь: молярна маса $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ дорівнює 342 г/моль.

Задача №2. Розрахувати кількість речовини сульфатної (сірчаної) кислоти і число молекул в 49 г H_2SO_4 .

Розв'язання:

Відносна молекулярна маса сульфатної кислоти дорівнює:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) \cdot 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 \cdot 4 \cdot 16 = 98,$$

а молярна маса має таке ж чисельне значення, хоча характеризує вже не масу однієї молекули, а масу одного моля речовини (тобто $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул): $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$.

Тоді кількість речовини n і число молекул N складатимуть:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = m/M = 49/98 = 0,5 \text{ моль}$$

$$N = \nu \cdot N_A = 0,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Відповідь: кількість речовини 0,5 моль, число молекул $3,01 \cdot 10^{23}$.

Задача №3. Маса зразка азоту становить 14 г. Обчислити: а) кількість речовини азоту; б) об'єм, який займає азот за нормальних умов (н.у.); в) число молекул і атомів, що містяться у зразку азоту вказаної маси.

Розв'язання:

Для розв'язування задач цього типу зручно користуватися готовими формулами.

а) На основі базисної формули визначення молярної маси: $M = m/\nu$, знайдемо кількість речовини азоту:

$$\nu(\text{N}_2) = m(\text{N}_2)/M(\text{N}_2) = 14 \text{ г} / 28 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль}.$$

б) Об'єм V пов'язаний з молярним об'ємом V_M і кількістю речовини ν залежністю $\nu = V/V_M$, тоді об'єм зразку азоту за н.у.:

$$V(\text{N}_2) = \nu(\text{N}_2) \cdot V_M = 0,5 \text{ моль} / 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л}.$$

в) Число молекул азоту можна визначити, перетворивши формулу, що зв'язує кількість речовини ν , число молекул N і сталу Авогадро ($\nu = N/N_A$), звідки обчислимо кількість молекул азоту, що містяться у зразку масою 14 г:

$$N(\text{молекул } N_2) = \nu(N_2) \cdot N_A = 0,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 3,01 \cdot 10^{23}.$$

Знайдемо загальну кількість атомів Нітрогену, врахувавши, що одна молекула складається з двох атомів. Отже, в $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул азоту міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Нітрогену.

Відповідь: кількість речовини 0,5 моль, об'єм 11,2 л, число молекул $6,02 \cdot 10^{23}$.

Задача №4. Обчислити масу однієї молекули газу (в грамах), якщо за нормальних умов маса 0,112 л газу дорівнює 0,22 г.

Розв'язання:

Згідно з рівнянням Клапейрона-Менделєєва:

$$P \cdot V = (m/M) \cdot R \cdot T; \quad M = m \cdot R \cdot T / (P \cdot V),$$

де M - молярна маса, г/моль;

m - маса газу, г;

V - об'єм газу, (м^3);

P - тиск, Па;

T - температура, К.

$$M = 0,22 \times 8,314 \times 298 / (101,3 \times 10^3 \times 0,12 \times 10^{-3}) = 44,0 \text{ г/моль}.$$

Маса однієї молекули дорівнює:

$$m(\text{мол.}) = M/N_A = 44,0 / (6,02 \times 10^{23}) = 7,3 \times 10^{-23} \text{ г}$$

Відповідь: маса молекули - $7,3 \times 10^{-23}$ г.

Задача №5. Визначити простішу формулу оксиду сірки, якщо відомо, що масова частка Сульфуру в цьому оксиді складає 40%.

Розв'язання:

1. Візьмемо 100 г оксиду сірки. Маса Сульфуру та Оксигену буде складати:

$$m(S) = m(\text{оксиду}) \cdot \omega(S) = 100 \cdot 0,4 = 40 \text{ г}$$

$$m(O) = m(\text{оксиду}) \cdot \omega(O) = 100 \cdot 0,6 = 60 \text{ г}$$

2. Розрахуємо відповідні кількості молей Сульфуру та Оксигену:

$$n(S) = m(S)/M(S) = 40/32 = 1,25 \text{ моль},$$

$$n(O) = m(O)/M(O) = 60/16 = 3,75 \text{ моль}.$$

3. Визначимо відношення кількості Сульфуру та Оксигену.

$$n(S)/n(O) = 1,25/3,75; \text{ або в цілих числах:}$$

$$n(S)/n(O) = 1:3.$$

Тобто простіша формула оксиду сірки SO_3 .

Відповідь: SO_3 .

Завдання для самоконтролю за темою 1.1

Питання:

1. Що таке наука хімія ? Що вивчає хімія ?
2. Що таке горіння ?
3. Сформулюйте основні історичні періоди розвитку хімії.
4. Сформулюйте основні поняття хімії – атом, молекула.
5. Розкрийте суть одного з основних законів хімії – закон збереження маси. Хто і коли його сформулював та практично підтвердив?
6. Сформулюйте основні закони хімії.
7. Що таке об'єднаний газовий закон ?
8. Сформулюйте, що таке кількість речовини, яка одиниця вимірювання кількості речовини?
9. Що називають числом Авогадро ?
10. Сформулюйте поняття «молярної маси речовини».

Тести:

1. Найменша хімічно неподільна частинка хімічного елемента, яка зберігає всі його хімічні властивості - це ...

- ☐ Атом
- ☐ Молекула
- ☐ Речовина
- ☐ Моль

2. Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції - це ...

- ☐ Закон збереження маси
- ☐ Закон сталості складу
- ☐ Закон кратних відношень
- ☐ Закон Авагадро

3. Рівняння Клапейрона-Менделєєва має вигляд

- ☐ $PV = (m / M) RT$
- ☐ $P_1V_1 / T_1 = P_2V_2 / T_2$
- ☐ $N = N / N_A$
- ☐ $M = m / n$

4. Кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, іонів або інших структурних одиниць, скільки міститься у 0,012 кг нукліду Карбону ^{12}C – це ...

- ☐ Моль
- ☐ Число Авогадро
- ☐ Молярний об'єм
- ☐ Молярна маса

5. «Нормальні» умови – це ...

- ☐ $T=25\text{ }^{\circ}\text{C}$ (298 K) і $P=101\text{ кПа}$ (1 атм).
- ☐ $T=0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (273 K) і $P=101\text{ кПа}$ (1 атм).
- ☐ $T=25\text{ }^{\circ}\text{C}$ (298 K) і $P=0\text{ кПа}$ (0 атм).
- ☐ $T=0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (273 K) і $P=0\text{ кПа}$ (0 атм).

6. Фізико–хімічний процес, для якого характерні три ознаки: хімічне перетворення, вилучення тепла та вилучення світла – це ...

- ☐ Горіння
- ☐ Радіація
- ☐ Іонізація
- ☐ Рівновага

7. В однакових (рівних) об'ємах різних газів при однакових зовнішніх умовах міститься однакове число молекул –

- ☐ Закон збереження маси
- ☐ Закон сталості складу
- ☐ Закон кратних відношень
- ☐ Закон Авагадро

8. Якщо хімічна сполука має молекулярну структуру, то незалежно від умов її добування склад її залишається сталим -

- ☐ Закон збереження маси
- ☐ Закон сталості складу
- ☐ Закон кратних відношень
- ☐ Закон Авогадро

9. Сукупність атомів, що мають однаковий заряд ядра і характеризуються певною атомною масою -

- ☐ Хімічний елемент
- ☐ Радіоактивність
- ☐ Молекула
- ☐ Атом

10. Відносна молекулярна маса речовини- це...

- ☐ відношення маси до молярної маси речовини.
- ☐ відношення маси молекули даної речовини до 1/12 маси атома

Карбону.

- ☐ маса 1 моль речовини, а отже, сумарна маса всіх частинок, що входять до 1 моль цієї речовини.
- ☐ маса речовин, що вступили в реакцію та дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.

11. Виберіть просту речовину:

- ☐ O₂
- ☐ NO₂
- ☐ H₂O
- ☐ HF

12. Виберіть складну речовину:

- ☐ Fr
- ☐ HF
- ☐ Fe
- ☐ H₂

Задачі:

1. Яка кількість молекул міститься в 1 см³ повітря за нормальних умов (н.у.)?

2. За н. у. маса $0,18 \text{ дм}^3$ газу дорівнює 0.36 г . Обчисліть молярну масу і масу однієї молекули цього газу.
3. Молекула речовини має масу $1.66 \times 10^{-25} \text{ кг}$. Чому дорівнює молярна маса речовини?
4. Який об'єм за н.у. займають 2.69×10^{22} молекул газу?
5. Обчисліть масу кисню, який потрібний для згоряння 10 л метану (н.у.).
6. Який об'єм вуглекислого газу утворюється під час згоряння 1 м^3 етану?
7. Який об'єм кисню ($P=110 \text{ кПа}$; $T=294 \text{ К}$) потрібний для повного згоряння 100 г алюмінієвого порошку?
8. Кальцій карбід масою 10 г розчинили в воді. Який об'єм газу виділиться за н.у.?
9. Визначити, який об'єм займатимуть 36 г парів води при 398 К і 100 кПа .
10. Маса $0,25 \text{ м}^3$ газу дорівнює $189,8 \text{ г}$ за н.у. Визначте масу однієї молекули газу.

Тема 1.2 Класифікація неорганічних речовин

1.2.1 Класифікація та номенклатура неорганічних сполук

Хімічна номенклатура – це система назв індивідуальних речовин, груп і класів хімічних сполук, а також правила, за якими складаються ці назви і правила їх письмового запису (формул). В основі міжнародної номенклатури неорганічних речовин лежить їх склад. Кожна речовина має назву відповідно до її формули. В Україні питаннями номенклатури займається Українська національна комісія з хімічної термінології та номенклатури. Згідно з рішенням цієї комісії впроваджено держстандарт (ДСТУ–2439–94), який вимагає застосовувати в навчальному процесі систематичні

назви хімічних елементів та їх сполук. Назви хімічних елементів приведені в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва.

Номенклатура неорганічних речовин складається з формул та назв. **Хімічна формула** – зображення складу речовини за допомогою символів хімічних елементів, числових індексів та інших знаків. **Хімічна назва** – зображення складу речовини за допомогою слова або групи слів.

Символи і назви хімічних елементів наведені у періодичній системі елементів. Елементи умовно поділяють на метали та неметали. До неметалів відносять усі елементи VIIIA групи (благородні гази), VIIA групи (галогени), елементи VIA групи (крім Полонію), Нітроген, Фосфор, Арсен, Карбон, Силіцій, Бор, Гідроген. Інші елементи відносять до металів.

Назви простих речовин складаються з одного слова – найменування хімічного елемента з префіксом (або без нього), наприклад: Mg – (моно) Магній; Hg – (моно) Меркурій; O₂ – диоксиген; O₃ – триоксиген; P₄ – тетрафосфор; S₈ – октасульфур.

На відміну від назви елемента, яка пишеться з великої літери, аналогічна назва простої речовини – з маленької літери. Для деяких простих речовин використовують також спеціальні назви: O₃ – озон; P₄ – білий фосфор.

Хімічні формули складних речовин складаються з позначення електропозитивної та електронегативної складових частин, наприклад NaCl (Na⁺ – електропозитивна, Cl⁻ – електронегативна).

Назви складних речовин утворюють за хімічними формулами зліва направо. Вони складаються з двох слів – назв електропозитивних та електронегативних складових частин, наприклад: CuSO₄ – купрум(II) сульфат; LaCl₃ – лантан(III) хлорид або лантан трихлорид; PCl₃ – фосфор трихлорид або фосфор(III) хлорид; CO – карбон монооксид або карбон(II) оксид.

1.2.2 Оксиди

Оксидами називаються речовини, що складаються з двох елементів, одним з яких є кисень зі ступенем окиснення -2 . Назва оксиду складається зі слова «оксид» та назви елемента. Після назви елемента, який має змінний ступінь окиснення, вказується його ступінь окиснення. Наприклад, NO – оксид нітрогену(II), N_2O – оксид нітрогену(I). Оксиди поділяються на солетворні та несолетворні. Оксиди, які не утворюють солей, називаються, несолетворними (NO , N_2O , CO). Солетворні оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

Основні оксиди – це оксиди, яким відповідають їх гідрати – основи.

До основних оксидів відносяться оксиди лужних, лужно-земельних, а також інших металів у нижчих ступенях окиснення. Вони реагують з кислотними оксидами, кислотами та амфотерними основами і оксидами з утворенням солей:



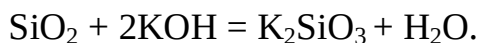
Оксиди лужних і лужно-земельних металів утворюють з водою основи (луги):



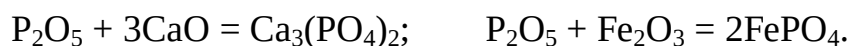
Кислотні оксиди – це оксиди, яким відповідають їх гідрати – кислоти. Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою з утворенням кислот:



З лугами кислотні оксиди утворюють сіль і воду:



З основними та амфотерними оксидами кислотні оксиди утворюють солі:



Амфотерними називаються оксиди, які, залежно від умов, виявляють властивості основних або кислотних оксидів. До амфотерних належать оксиди деяких металів головних підгруп (Be , Al), а також оксиди багатьох

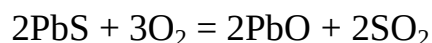
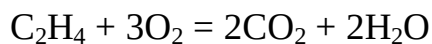
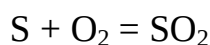
металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окиснення (MnO_2 , Fe_2O_3 , ZnO).

Якщо в сполуках з іншими елементами кисень має ступінь окиснення

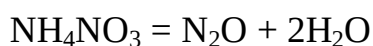
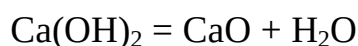
–1, то такі сполуки називаються пероксидами, а якщо –1/2, то – супероксидами. Найбільш відомий пероксид – гідроген пероксид H_2O_2 .

Способи одержання оксидів:

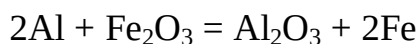
1. Взаємодія простих і складних речовин з киснем:



2. Розклад складних кисневмісних речовин:



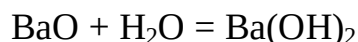
3. Взаємодія активних металів з оксидами менш активних металів:



Хімічні властивості оксидів:

1. Взаємодія з водою.

З водою взаємодіють тільки оксиди, яким відповідають розчинні у воді гідроксиди (основні або кислотні). Здебільшого, це оксиди лужних і лужно-земельних металів, які утворюють луги:

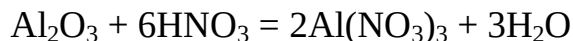
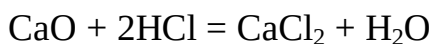


Основні оксиди, яким відповідають нерозчинні у воді гідроксиди, з водою не взаємодіють. Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють тому, що відповідні їм гідроксиди нерозчинні у воді. При взаємодії з водою кислотних оксидів утворюються кислоти:



2. Взаємодія з кислотами.

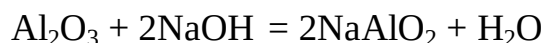
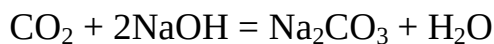
Основні і амфотерні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солей:



Кислотні оксиди, як правило, з кислотами не взаємодіють, за винятком окисно-відновних реакцій.

3. Взаємодія з основами.

Кислотні і амфотерні оксиди взаємодіють з лугами з утворенням простих або комплексних солей:

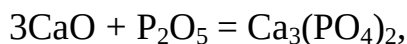


Основні оксиди з основами не взаємодіють.

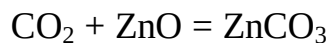
4. Взаємодія оксидів між собою.

Оксиди протилежної природи взаємодіють між собою:

основні оксиди взаємодіють з кислотними:



амфотерні оксиди реагують як з кислотними, так і з основними оксидами:



1.2.3 Основи

Основами називають сполуки, які складаються з катіонів металу та однієї або декількох гідроксогруп OH^- . З точки зору електролітичної дисоціації, основи – це електроліти, які дисоціюють з утворенням OH^- -іонів. Наприклад, основами є NaOH ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{La}(\text{OH})_3$.

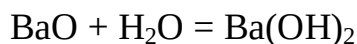
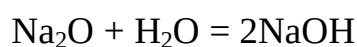
Назва основи складається з назви металу в називному відмінку та слова «гідроксид». Якщо метал утворює декілька гідроксидів, ступінь його

окиснення вказують римською цифрою в дужках. Наприклад, CuOH – купрум(I) гідроксид, Cu(OH)_2 – купрум(II) гідроксид. При цьому кількість гідроксогруп, що зв'язані з атомом металу, визначає кислотність основи, тобто NaOH , KOH , TlOH – однокислотні основи, Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Cu(OH)_2 – двокислотні, La(OH)_3 , Al(OH)_3 – трикислотні, Th(OH)_4 – чотирикислотні. П'яти- та шестикислотні основи невідомі.

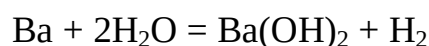
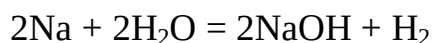
Одержання основ:

1. Прямий спосіб – одержання розчинних основ.

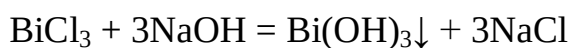
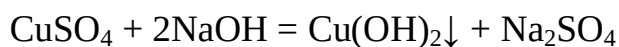
Взаємодія оксидів лужних і лужноземельних металів з водою:



Взаємодія лужних і лужноземельних металів з водою:

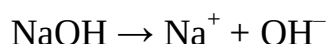


2. Непрямий спосіб – одержання слабких основ:

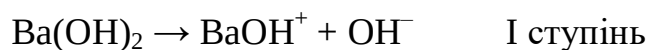


Хімічні властивості основ:

1. Луги, як сильні електроліти, дисоціюють необоротно з утворенням гідроксид-іонів:

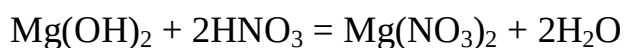
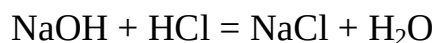


Багатокислотні луги дисоціюють ступінчасто:

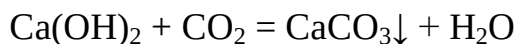


Нерозчинні у воді основи не змінюють колір індикаторів, оскільки практично не дисоціюють.

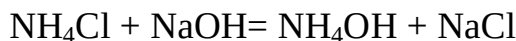
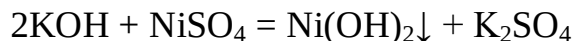
2. Основи взаємодіють з кислотами (реакція нейтралізації):



3. Луги взаємодіють з кислотними оксидами:

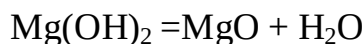
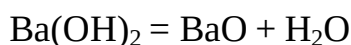


і солями, якщо утворюються нерозчинні сполуки або сильна основа витісняє менш сильну:

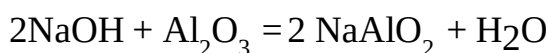


Нерозчинні у воді основи з кислотними оксидами та солями не взаємодіють.

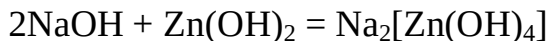
4. Більшість основ при нагріванні розкладаються:



5. Крім того, луги взаємодіють при сплавленні з амфотерними оксидами



6. Луги також взаємодіють з амфотерними гідроксидами:

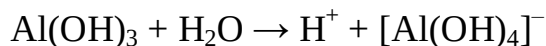


Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які виявляють основні або кислотні властивості залежно від умов реакцій.

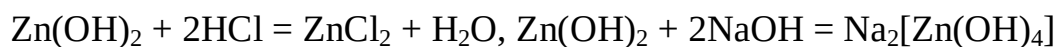
До цих гідроксидів належать: Be(OH)_2 ; Al(OH)_3 ; Zn(OH)_2 ; Cr(OH)_3 та інші.

Амфотерні гідроксиди – нерозчинні сполуки і слабкі електроліти.

Вони дисоціюють за схемами:



При взаємодії кислот з амфотерними гідроксидами вони виявляють основні, а при взаємодії з лугами – кислотні властивості:



У надлишку розчину лугів амфотерні гідроксиди утворюють комплексні сполуки – комплексні гідроксосоли:



1.2.4 Кислоти

Кислотами називаються сполуки, до складу яких входять атоми Гідрогену, здатні заміщуватися атомами металів. Носієм кислотних властивостей є іон Гідрогену H^+ .

У табл. 1.1 наведені формули і систематичні назви деяких кислот та їх солей (кислотних залишків).

Таблиця 1.1 – Систематичні назви кислот та їх солей

Формула	Назва кислоти	Назва солі	Формула	Назва кислоти	Назва солі
H_2SO_4	сульфатна	сульфат	H_2SO_3	сульфітна	сульфіт
HNO_3	нітратна	нітрат	HNO_2	нітритна	нітрит
H_3PO_4	ортофосфатна	ортофосфат	HPO_3	метафосфатна	метафосфат
H_3PO_3	фосфітна	фосфіт	H_2SiO_3	метасилікатна	метасилікат
H_4SiO_4	ортосилікатна	ортосилікат	H_2CO_3	карбонатна	карбонат
CH_3COOH	ацетатна	ацетат	HF	фторидна	фторид
HCl	хлоридна	хлорид	HBr	бромідна	бромід
HI	іодідна	іодід	H_2S	сульфідна	сульфід

Інколи використовують тривіальні (неноменклатурні) назви кислот. Наприклад, H_2SO_4 – сірчана кислота, HNO_3 – азотна кислота, HCl – соляна кислота.

Згідно з теорією електролітичної дисоціації до кислот належать електроліти, які при дисоціації утворюють катіони H^+ : $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

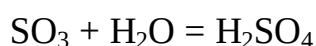
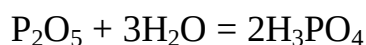
Розрізняють кислоти:

- безоксигенові (HCl, H₂S), оксигенвмісні (HNO₃, H₂SO₄);
- одноосновні (HCl, HNO₃), двоосновні (H₂S, H₂SO₄), триосновні (H₃PO₄);
- сильні (HCl, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄), слабкі (H₂SO₃, H₂CO₃, CH₃COOH);
- кислоти-неокисники (HCl, HF, H₂S, H₂SO₄ розведена, всі органічні кислоти), кислоти-окисники (HNO₃ будь-якої концентрації і H₂SO₄ концентрована).

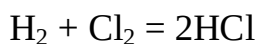
Значення негативного заряду іона кислотного залишку визначається числом гідроген-іонів, що утворюються внаслідок дисоціації.

Способи одержання кислот:

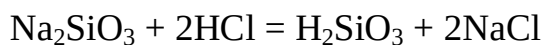
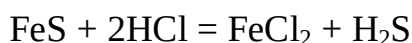
1. Розчинні оксигенвмісні кислоти утворюються при взаємодії кислотних оксидів з водою:



Безоксигенові кислоти одержують взаємодією дигідрогену з неметалом (з наступним розчиненням у воді отриманої сполуки):

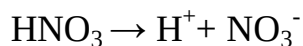


Кислоти (оксигенові та безоксигенові) одержують дією на їх сухі солі іншими кислотами (більш сильними або менш леткими):

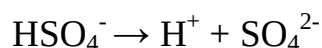


Хімічні властивості кислот:

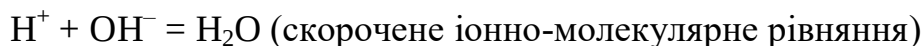
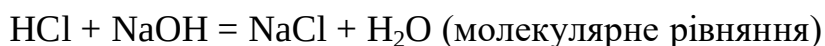
1. Кислоти у водних розчинах дисоціюють з утворенням H⁺-іонів та кислотного залишку, причому сильні кислоти дисоціюють необоротно:



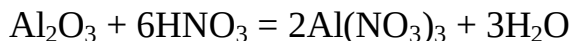
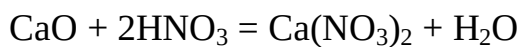
Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:



2. Кислоти реагують з основами (реакція нейтралізації):

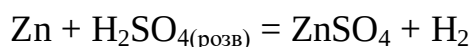


3. Кислоти взаємодіють з основними та амфотерними оксидами:

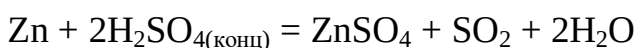
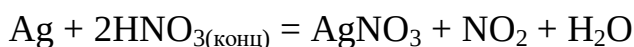
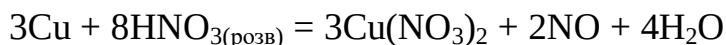


4. Кислоти реагують з металами.

Метали, які в ряду стандартних електродних потенціалів знаходяться до Гідрогену, відновлюють його розчини кислот-неокисників, утворюючи відповідну сіль:

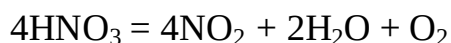
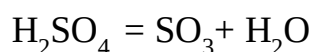


Кислоти-окисники (HNO_3 і концентрована H_2SO_4) відновлюються металами до відповідних оксидів (NO_2 , NO та інші і SO_2 або H_2S), бо окисником у цих випадках є не іони Гідрогену, а солеутворюючий елемент (Нітроген або Сульфур) у вищому ступені окиснення:



5. Кислоти реагують з солями (див. способи одержання кислот).

6. При нагріванні оксигенові кислоти можуть розкладатися:



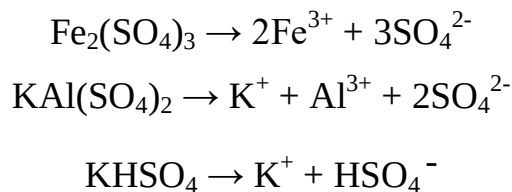
1.2.5 Солі

Солі – це продукти повного або часткового заміщення Гідрогену кислоти металом, або продукти обміну гідроксигрупи гідроксидів металів на кислотні залишки кислот. Солі бувають середні, кислі та основні.

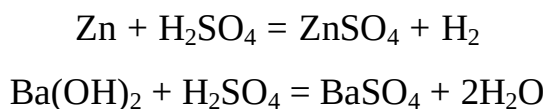
Назви солей складаються з назви кислотного залишку та назви металу із зазначення ступенів окиснення (якщо метал має змінні ступені окиснення). Наприклад, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – алюміній сульфат, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ – хром(III) сульфат. У назвах кислих солей до назви аніона додають числівник (крім

випадку одиниці), що відповідає числу атомів Гідрогену в молекулі, і слово гідроген. Наприклад, KHCO_3 – калій гідрогенкарбонат, KH_2PO_4 – калій дигідрогенфосфат. Аналогічно складаються назви основних солей. Наприклад, $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – дигідроксобісмут(III) нітрат.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації до солей належать електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони та аніони кислотного залишку, наприклад:

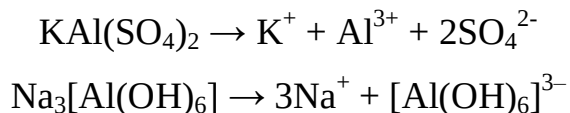


Солі поділяють на середні, кислі, основні. Середні солі – це продукт повного заміщення Гідрогену кислоти металом:



Середні солі бувають прості (найбільш поширені сполуки), подвійні, змішані та комплексні. Прості солі складаються з катіону одного з металів та аніону одного з кислотних залишків (ZnSO_4 , NaCl тощо), подвійні – містять катіони двох різних металів і один і той самий аніон ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ тощо), змішані – навпаки, один катіон і два різних аніона ($\text{CaCl}(\text{OCl})$ – кальцій хлорид-хлорат(I)).

Комплексні солі відрізняються від подвійних характером дисоціації у водних розчинах. Якщо подвійні солі дисоціюють на іони солі, з яких вони складаються, то комплексні солі при дисоціації утворюють комплексні іони, які є стійкими у водних розчинах:



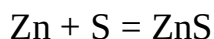
Кислі солі – це продукт неповного заміщення іонів Гідрогену в молекулі кислоти на іони металу. У складі таких солей містяться іони Гідрогену, наприклад, NaHCO_3 , Na_2HPO_4 , KH_2PO_4 .

Основні солі, окрім іонів металу та кислотного залишку, містять гідроксогрупи, наприклад, $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$, AlOHCl_2 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Це продукт неповного заміщення гідроксогруп основ на кислотні залишки.

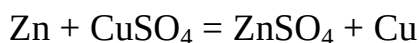
Назви солей складаються з назв катіону і кислотного залишку в називному відмінку (без слова іон): K_2SO_4 – натрій сульфат; $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – барій гідрокарбонат; Ca_3P_2 – кальцій фосфід; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – алюміній калій сульфат; K_2NaPO_4 – дикалій натрій фосфат; MgOHCl – магній гідроксохлорид.

Способи одержання солей

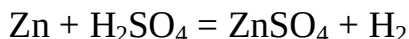
1. Взаємодія металів з неметалами:



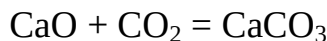
2. Взаємодія металу з сіллю менш активного металу:



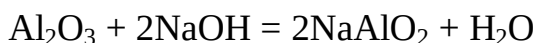
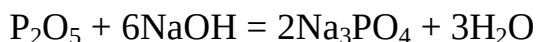
3. Взаємодія металів з кислотами:



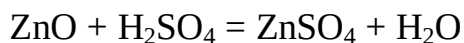
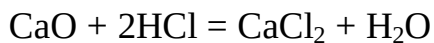
4. Взаємодія оксидів між собою:



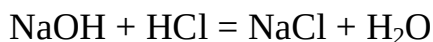
5. Взаємодія кислотних (амфотерних) оксидів з основами (лугами):



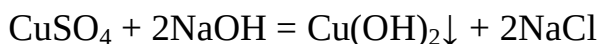
6. Взаємодія основних (амфотерних) оксидів з кислотами:



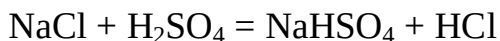
7. Реакція нейтралізації:



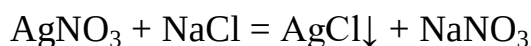
8. Взаємодія лугів з солями (з утворенням нерозчинних основ):



9. Взаємодія кислот із солями:

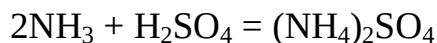


10. Взаємодія між солями (з утворенням нерозчинної солі):

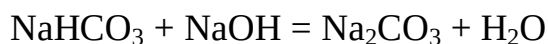


Крім цих, найбільш поширених способів, існують інші способи одержання солей.

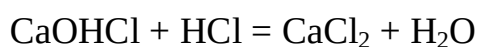
11. Взаємодія амоніаку з кислотами:



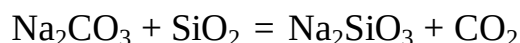
12. Взаємодія кислих солей з лугами:



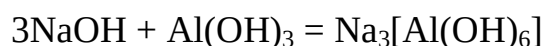
13. Взаємодія основних солей з кислотами:



14. Взаємодія деяких солей з нелеткими оксидами:

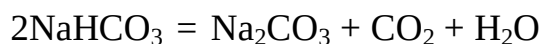


15. Взаємодія амфотерних гідроксидів з лугами:



Деякі хімічні властивості солей наведені у прикладах способів їх одержання (приклади 2, 8, 9, 10, 14 див. вище).

Солі розкладаються при нагріванні. Продукти, що утворюються, залежать від природи металу та кислоти:



Приклади розв'язання типових задач за темою 1.2.

Задача №1. Записати реакції горіння простих речовин. Проставити стехіометричні коефіцієнти.

$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$	$2\text{N}_2 + 5\text{O}_2 = 2\text{N}_2\text{O}_5$
$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$	$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$
$\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$	$2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$

$4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$	$2\text{W} + 3\text{O}_2 = 2\text{WO}_3$
$2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$	$4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$

Задача №2. Розрахувати масу фосфор(V) оксиду, який отримується при згорянні 93 г. фосфору. Розрахуйте масу кисню, який необхідний для цієї реакції.

Розв'язання:

$4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$. Згідно з рівнянням реакції, з 4 моль фосфора утворюється 2 моль P_2O_5 . Необхідно визначити кількість речовини P_2O_5 , що утворюється з 3 моль фосфора. Складемо пропорцію:

3 моль фосфора - x моль P_2O_5

4 моль фосфора - 2 моль P_2O_5 (за рівнянням реакції)

$3/4 = x/2$; $x = 3 \cdot 2/4 = 1,5$ (моль P_2O_5)

Знаходимо масу P_2O_5 : $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль} \cdot 1,5 \text{ моль} = 213 \text{ г}$.

Аналогічно обчислимо кількість речовини кисню за рівнянням реакції:

Для 3 моль фосфора потрібно y моль кисню

Для 4 моль фосфора потрібно 5 моль кисню (за рівнянням реакції)

Складемо пропорцію :

$3/4 = y/5$; $y = 3,75$ моль

Знайдемо масу кисню $m(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 3,75 \text{ моль} = 120 \text{ г}$.

Відповідь: $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 213 \text{ г}$., $m(\text{O}_2) = 120 \text{ г}$.

Задача №3. Обчислити об'єм кисню, який потрібний для згорання 1 кг бензолу, якщо температура 20°C , тиск 99992 Па.

Розв'язання:

1) Складаємо рівняння реакції горіння бензолу.

$2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 = 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

або в розрахунку на 1 моль бензолу: $\text{C}_6\text{H}_6 + 7,5\text{O}_2 = 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Згідно з рівнянням реакції на 1 моль бензолу витрачається 7,5 молей кисню. $M(\text{бензолу}) = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 6 = 78$ г/моль

78 г бензолу потребує 7,5 молей кисню

1000 г бензолу потребує n молей кисню

$n = 1000 \cdot 7,5 / 78 = 96,2$ молей кисню

2) Об'єм кисню розрахуємо згідно з рівнянням Клапейрона-Менделєєва: $V = n \cdot R \cdot T / P = 96,2 \cdot 8,314 \cdot 293 / 99992 = 2,34$ м³.

Відповідь: об'єм кисню 2,34 м³.

Задача №4. Яку масу кисню слід витратити на згоряння 6 г магнію? Який об'єм це становить за нормальних умов ?

Розв'язання:

1. Записуємо рівняння хімічної реакції, під формулами речовин, що є в умові задачі та в запитанні вказуємо їх молярне співвідношення яке дорівнює стехіометричним коефіцієнтам: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$

2 моль 1 моль

2. Визначаємо кількість речовини магнію $\nu(\text{Mg}) = m / M = 6 \text{ г} / 24 \text{ г/моль} = 0,25$ моль

3. Визначаємо кількість речовини кисню, що прореагував. За рівнянням реакції $\nu(\text{O}_2) = 1/2 \nu(\text{Mg}) = 0,25 : 2 = 0,125$ моль

4. Визначаємо, яка маса кисню була витрачена: $m(\text{O}_2) = \nu \cdot M = 0,125 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 4 \text{ г}$.

5. Встановлюємо об'єм кисню: $V(\text{O}_2) = \nu \cdot V_M = 0,125 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2,8 \text{ л}$.

Відповідь: маса кисню 4 г, об'єм кисню 2,8 л.

Завдання для самоконтролю за темою 1.2

Питання:

1. Що таке неорганічні речовини і як їх поділяють за хімічним складом?

2. Які основні класи неорганічних речовин існують? Назвіть їх.
3. Чим відрізняються оксиди від кислот і основ?
4. Як можна визначити, чи є речовина кислотою за її хімічною формулою?
5. Що таке амфотерні оксиди? Наведіть приклади таких оксидів.
6. Як класифікуються гідрати? Чим вони відрізняються від інших неорганічних речовин?
7. Що таке солі та які їх різновиди існують?
8. Які ознаки свідчать про те, що речовина є лугом?
9. Як отримати основний оксид? Назвіть можливі методи.
10. Чим відрізняються складні та прості речовини в неорганічній хімії?

Тести:

1. Яка сполука належить до класу солей?
 - ☐ H_2SiO_3
 - ☐ Na_2SiO_3
 - ☐ NaOH
 - ☐ Na_2O
2. Які сполуки утворюють лужні метали при взаємодії з водою?
 - ☐ оксиди
 - ☐ основи
 - ☐ гідриди
 - ☐ пероксиди
3. Якого класу оксидів не існує?
 - ☐ основного
 - ☐ кислотного
 - ☐ амфотерного

☐ металевого

4. Яку назву має ця сполука $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$?

☐ хром(III) сульфат

☐ хром(III) оксид

☐ хлор(III) сульфат

☐ хром(II) сульфат(III)

5. Оберіть ряд в якому всі сполуки є кислотами:

☐ H_2SO_4 , HCl , H_2O

☐ HNO_3 , H_3PO_4 , H_2S

☐ NaH , Na_2SO_4 , NaCl

☐ H_2O , H_2O_2 , HCl

6. Який газ виділяється при інтенсивному реагуванні лужних металів з водою?

☐ кисень

☐ водень

☐ азот

☐ хлор

7. До основних класів неорганічних сполук відносять:

☐ оксиди, солі

☐ солі, кислоти, основи, оксиди

☐ метали, оксиди, солі

☐ гази, основи, оксиди, кислоти

8. У якому рядку хімічних формул представлені тільки формули безоксигенових кислот

- ☐ HF, HCl, HNO₃
- ☐ H₂S, H₂SO₄, H₂SO₃
- ☐ H₂S, HBr, HI
- ☐ HI, H₃PO₄, HF

9. Складна речовина, до складу молекули якої входить катіон металу та аніон групи OH

- ☐ основа
- ☐ кислота
- ☐ сіль
- ☐ оксид

10. У якому рядку записані лише оксиди:

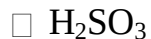
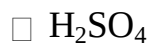
- ☐ SO₃; HI; P₂O₅
- ☐ Ba(OH)₂; Na₂CO₃; SiO₂
- ☐ Ag₂S; N₂O₃; H₂SO₄
- ☐ H₂O; BaO; SiO₂

11. У якому ряді сполук розміщені лише солі :

- ☐ KCl, AlI₃, CaS, Ba(NO₃)₂,
- ☐ Ca(OH)₂, K₂O, P₂O₅, Cu(OH)₂,
- ☐ Cu(OH)₂, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂
- ☐ P₂O₅, Al₂O₃, CO, Ba(NO₃)₂

12. Закінчіть схему: сульфур(IV) оксид + вода =

- ☐ SO₃
- ☐ H₂S



Задачі:

1. Скільки грамів магній оксиду (MgO) утвориться при спалюванні 12 г магнію в кисні?
2. Визначте об'єм вуглекислого газу (CO_2), що утвориться при спалюванні 10 г вуглецю (C) в кисні за нормальних умов.
3. Скільки моль сульфатної кислоти (H_2SO_4) потрібно для нейтралізації 5 г натрій гідроксиду (NaOH)?
4. Визначте масову частку Сульфуру (S) в сірчаній кислоті (H_2SO_4).
5. Скільки грамів заліза (Fe) утвориться при відновленні 80 г ферум(III) оксиду (Fe_2O_3) за допомогою вуглецю?
6. Скільки грамів кальцій карбонату (CaCO_3) потрібно для отримання 44 г вуглекислого газу (CO_2) при його розкладі?
7. Визначте масу води, яка утвориться при згорянні 9 г водню (H_2) у кисні.
8. Скільки грамів калій гідроксиду (KOH) потрібно для нейтралізації 49 г сульфатної кислоти (H_2SO_4)?
9. Скільки грамів натрій хлориду (NaCl) утвориться при взаємодії 20 г натрій гідроксиду (NaOH) з соляною кислотою (HCl)?
10. Визначте об'єм водню (H_2), що утвориться при взаємодії 13 г цинку (Zn) з надлишком соляної кислоти (HCl).

Тема 1.3 Будова атома

1.3.1 Будова атома, атомне ядро

У кінці минулого століття було встановлено ряд фактів, які свідчили про складність будови атомів (рис.1.2). Це, насамперед, відкриття електро-

на англійським фізиком Дж. Томсоном у 1897 р., встановлення факту, що електрони можна вилучити з будь-якого елемента; їх випускають багато речовин під час нагрівання, освітлення, рентгенівського опромінювання, а також встановлення того, що електрони є переносниками електричного струму в металах. Отже, електрони є в атомах усіх елементів.

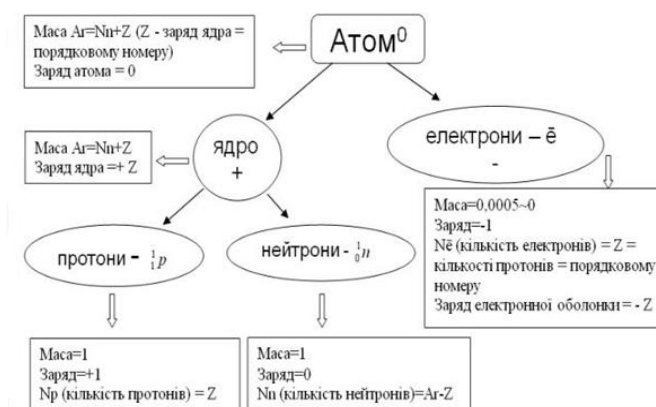


Рисунок 1.2 – Будова атома

Атом електронейтральний. Отже, крім електронів в атомах повинні бути позитивно заряджені частинки.

Нейтрон – елементарна незаряджена частинка з масою $m_n = 1,657 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,009 \text{ а.о.м.}$

Протон – стабільна елементарна позитивна частинка, яка являє ядро атома легкого ізоотопу Гідрогену; має масу – $m_p = 1,67252 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,007 \text{ а.о.м.}$ та елементарний позитивний електричний заряд, що дорівнює величині заряду електрону.

Заряд ядра визначається числом протонів, що знаходяться в ньому та визначає число електронів в атомі елемента, відповідно, його хімічну індивідуальність, відповідає номеру хімічного елемента.

Електрон – це елементарна частинка з найменшим негативним електричним зарядом, який тільки може існувати ($1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$); маса електрона дорівнює $9,11 \cdot 10^{-31} \text{ кг}$.

Основна маса атома зосереджена в ядрі і характеризується **масовим числом А**, рівним сумі чисел протонів (заряду ядра) **З** і нейтронів **Н** (табл. 1.2).

Головною характеристикою атома є заряд ядра (**Z**). Він визначає число електронів, що знаходяться навколо ядра, тобто належність атома до цього виду хімічних елементів, і відповідає атомному номеру (в періодичній системі елементів – порядковому номеру) елемента.

Таблиця 1.2 – Характеристики атомного ядра

Величина	Визначення	Кількісні співвідношення
Масове число	A	$A = Z + N$
Число протонів	Z	$Z = \sum p$
Число нейтронів	N	$N = \sum n$

Велику роль у розвитку теорії будови атома відіграло відкриття явища радіоактивності, вперше виявленого у сполук Урану французьким фізиком А. Беккерелем у 1896 р. А в 1898 р. Марія Кюрі-Склодовська та П'єр Кюрі відкрили в уранових рудах два нових радіоактивних елементи – Полоній і Радій, які мали більшу радіоактивність, ніж Уран і Торій.

Радіоактивність – це явище випромінювання деякими елементами невидимих промінів, здатних проникати крізь різні речовини, у тому числі й метали, засвічувати фотоплівку, іонізувати газ.

У вивченні радіоактивності велика заслуга видатного англійського фізика Е. Резерфорда, який у 1899 р. довів, що радіоактивне випромінювання неоднорідне – під дією магнітного поля воно поділяється на три пучки: α -, β -, γ -промені. Ці промені відрізняються за проникною здатністю, а також за здатністю до взаємодії з електричним полем.

α -промені – це потік позитивно заряджених частинок, маса яких дорівнює масі атома Гелію, а заряд цих частинок удвічі більший, ніж заряд електрона.

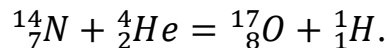
β -промені – це потік електронів, швидкість їх руху є близькою до швидкості світла.

γ -промені – жорсткі електромагнітні коливання, подібні до рентгєнівських променів, вони мають дуже велику проникну здатність. Вивчення радіоактивності підтвердило складність будови атомів. У 1903 р. англійський фізик Дж. Томсон запропонував модель будови атома. Згідно з цією моделлю, атом складається з позитивного заряду, рівномірно розподіленого по всьому об'єму атома, та електронів, що коливаються всередині цього заряду.

Видатний англійський фізик Е. Резерфорд з метою перевірки гіпотези Дж. Томсона виконав серію дослідів з розсіювання α – частинок тонкими металевими пластинками. На базі цього дослідів Резерфорд запропонував ядерну (планетарну) модель будови атома, згідно з якою *атом складається з маленького за розміром позитивно зарядженого ядра, у якому засереджена майже вся маса, та електронів, що обертаються навколо ядра*. Сумарний негативний заряд електронів чисельно дорівнює позитивному заряду ядра. Діаметр ядра у 10000–100000 разів менший, ніж діаметр атома в цілому.

Незважаючи на дуже малий розмір, ядра атомів також подільні. Відкриття радіоактивності підтвердило складність будови не тільки атомів, а й їхніх ядер. У 1903 р. Е. Резерфорд і Ф. Содді запропонували теорію радіоактивного розпаду, яка докорінно змінила старі погляди на будову атомів. Згідно з цією теорією, радіоактивні елементи самочинно розпадаються з випусканням α - або β -частинок й утворенням атомів нових елементів, хімічно відмінних від вихідних. При цьому зберігається стабільність маси як вихідних атомів, так і тих, що утворились внаслідок перебігу процесу розпаду. Е. Резерфорд у 1919 р. вперше дослідив штучне перетворення ядер. Під час бомбардування атомів Нітрогену α -частинками він виділив ядра атомів Гідрогену (протони) й атоми нукліда Оксигену $^{17}_8\text{O}$. Такі перетво-

рення називають ядерними реакціями, оскільки з ядер атомів одного елемента утворюються ядра атомів інших елементів. Ядерні реакції записують за допомогою рівнянь. Так, розглянуту вище ядерну реакцію можна записати так:



Визначення явища радіоактивності можна дати, використавши поняття про ізотопи:

радіоактивністю називається самочинне перетворення нестійких ядер атомів одного хімічного елемента на ядра атомів іншого елемента, яке супроводжується випусканням елементарних частинок.

Радіоактивність, яку виявляють ізотопи елементів, що існують у природі, називається природною радіоактивністю.

Тривалість життя радіоактивного нукліда характеризують періодом напіврозпаду, тобто таким проміжком часу, протягом якого розпадається половина початкової кількості цього нукліда. Наприклад, період піврозпаду Радону становить 3,85 доби, Радію – 1620 років, Урану – 4,5 мільярда років.

Відомі такі типи радіоактивних перетворень: α -розпад, β -розпад, спонтанний (самочинний) поділ ядер. Ці типи радіоактивних перетворень супроводжуються випусканням α -частинок, електронів, позитронів, γ -випромінювання.

Теорію будови ядра атома розробили у 30-х роках XX ст. українські вчені Д.Д. Іваненко та Є.М. Гапон, а також німецький вчений В. Гейзенберг. Згідно з цією теорією,

ядра атомів складаються з позитивно заряджених протонів та електронейтральних нейтронів.

Енергія, що виділяється під час утворення ядра з протонів і нейтронів, називається **енергією зв'язку** ядра і характеризує його стабільність.

Властивості ядер атомів зумовлені здебільшого їх складом – числом протонів і нейтронів. Відомо, що число протонів характеризує заряд ядра і належність атома до даного хімічного елемента. Іншою важливою характеристикою ядра є масове число A , яке дорівнює сумі чисел протонів Z та нейтронів N , що входять до складу ядра:

$$A = Z + N.$$

Атоми, що містять однакове число протонів Z , але різне число нейтронів N , називаються *ізотонами*. Атоми, що містять різне число протонів Z і нейтронів N , але однакове число нуклонів (відповідає масовому числу A), називаються *ізобарами*. Атоми, що містять однакове число нейтронів N , але різне число протонів Z , а, отже, й різне число нуклонів, називаються *ізотонами*.

1.3.2 Квантово – механічні уявлення. Квантові числа

Розвинута Е. Резерфордом ядерна модель будови атома була великим кроком вперед у розвитку теорії будови атома, однак вона не могла пояснити багатьох фактів, зокрема характеру розподілу електронів навколо ядра, а іноді й суперечила твердо встановленим фактам. Так, допускаючи коливання електронів, що обертаються навколо ядра, гіпотеза Е. Резерфорда не змогла пояснити специфіку електронів. Якщо прийняти ядерну модель будови атома за істину, то електрони під час обертання навколо ядра повинні поступово втрачати енергію і через деякий час падати на ядро, внаслідок чого атом припинив би своє існування. Цей висновок суперечить реальним властивостям атомів, які є стабільними утвореннями. До того ж постійне випромінювання енергії електронами під час їх обертання навколо ядра повинно привести до утворення суцільного спектра, а не лінійчастого, який спостерігався насправді. Отже, електрон, обертаючись навколо ядра, енергію не випромінює.

Усунув слабкі сторони гіпотези Е. Резерфорда видатний датський фізик Н. Бор, який запропонував теорію, що узгоджувала положення ядерної

моделі будови атомів з характерними для них лінійчастими спектрами (квантова теорія світла).

Природу лінійчастих спектрів пояснив Н. Бор у 1913 р., запропонувавши теорію, що об'єднала ядерну модель будови атома з квантовою теорією світла, висунутою видатним німецьким фізиком М. Планком. У 1900 р. М. Планк довів, що світлова енергія випромінюється і поглинається тілами не безперервно, а періодично, дискретно, тобто окремими порціями – **квантами**. Енергія E кожної такої порції залежить від частоти випромінювання ν і визначається за так званим рівнянням Планка:

$$E=h\nu,$$

де h – стала Планка, що дорівнює $6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с.

У 1905 р. А. Ейнштейн дійшов висновку, що електромагнітна (промениста) енергія існує тільки у формі квантів і що випромінювання є потоком неподільних матеріальних частинок—фотонів. Фотону властива корпускулярно-хвильова двоїстість.

Н. Бор, ґрунтуючись на положенні квантової теорії світла про дискретну, перервну природу світла і виходячи з лінійчастого характеру атомних спектрів, дійшов висновку, що енергія електронів в атомі змінюється стрибкоподібно. Основні положення своєї теорії Н. Бор сформулював трьома постулатами:

1) електрони можуть обертатися навколо ядра не по будь-яких, а тільки по деяких певних колових орбітах; ці орбіти називаються стаціонарними;

2) електрон, що обертається по стаціонарній орбіті, не випромінює електромагнітної енергії;

3) випромінювання (поглинання) енергії відбувається під час стрибкоподібного переходу електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу.

Перехід електрона з однієї орбіталі на іншу супроводжується випромінюванням або поглинанням кванта енергії, що дорівнює різниці енергій атома в кінцевому і вихідному станах.

Теорія Бора дала змогу пояснити і рентгенівські спектри. Оскільки частота рентгенівського випромінювання дуже велика, то вони, очевидно, утворюються під час переходу з орбіталі на орбіталь внутрішніх електронів.

Роль теорії Бора надзвичайно велика у вивченні електронних структур, хоч вона помилково допускала також можливість одночасного визначення положення та швидкості руху електрона навколо ядра атома. Найважливішим здобутком цієї теорії є те, що вона дала змогу встановити зв'язок між характером розподілу електронів і лінійчастими спектрами атомів відповідних елементів. Розрахунок спектра атома Гідрогену – це блискучий успіх теорії Бора. Однак теорія Бора не була досконалою, оскільки не могла пояснити деяких важливих спектральних характеристик багатоелектронних атомів, причину різної інтенсивності ліній в атомному спектрі Гідрогену тощо.

Подальші успіхи у вивченні електронних структур атомів пов'язані з квантовою механікою, яка виникла на шляху поширення уявлень про корпускулярно-хвильову двоїстість фотона на всі об'єкти мікросвіту, у тому числі й на електрони.

Отже, у квантовій механіці електрон одночасно розглядається як частинка, і як хвиля. Властивості електрона як частинки полягають у його здатності виявляти свою дію тільки як цілого, хвильові властивості – в особливостях його руху, дифракції та інтерференції.

Оскільки електрон виявляє властивості хвилі, це дало змогу австрійському фізику Е. Шредінгеру, одному із засновників квантової механіки, у 1925 р. зробити припущення, що стан електрона в атомі можна описати за допомогою хвильової функції $\psi(x, y, z)$ як функції трьох координат. Він ви-

вів рівняння, що пов'язує енергію системи з її хвильовим рухом, використавши відоме у фізиці рівняння стоячої електромагнітної хвилі.

Рівняння Шредінгера – складне диференціальне рівняння, розгляд його виходить за рамки курсу хімії. Розглянемо лише кінцеві висновки, які дає квантова механіка. Величина ψ^2 відображає густину ймовірності перебування електрона в певній ділянці простору. Квантова механіка не визнає поняття про траєкторію руху електрона (орбіту) і вводить поняття про електронний розподіл з певною хвильовою функцією, яку прийнято називати **атомною орбіталлю** (АО). Кожний електрон займає лише свою орбіталь. Основними характеристиками, що визначають рух електрона навколо ядра, є енергія та просторові особливості відповідної орбіталі.

Стан електрону в атомі описують за допомогою 4-х квантових чисел, що називаються **квантовими** (табл.1.3).

Таблиця 1.3 – Квантові числа

Квантове число	Символ	Опис	Значення
Головне	n	Енергетичний рівень орбіталі	Позитивні цілі числа: 1, 2, 3...
Орбітальне	l	Форма орбіталі	Цілі числа от 0 до n-1
Квантове	m	Орієнтація	Цілі числа от -1 до +1
Спінове	m_s	Спін електрону	$+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$

Сукупність електронних (атомних) орбіталей, що належать одному енергетичному рівню, утворює *електронний шар*. Кожному енергетичному рівню відповідає певне **головне квантове число (n)**. Електрони першого К-шару, що перебувають найближче до ядра, мають головне квантове число, що дорівнює 1 ($n = 1$); для другого від ядра шару (L-шару) $n = 2$ т. д. Найбільше головне квантове число, тобто число енергетичних рівнів атома, що перебуває в незбудженому стані, дорівнює номеру періоду періодичної таблиці Д.І. Менделєєва, в якому перебуває елемент. Так, для елементів першого періоду – Гідрогену і Гелію – існує лише один основний квантовий рівень: К ($n = 1$); для елементів другого періоду є два значення головного квантового числа, тобто два енергетичні рівні: К ($n = 1$) і L ($n = 2$); для елементів третього періоду – три енергетичні рівні: К ($n = 1$), L ($n = 2$) і М ($n = 3$) і т. д. Отже, розподіл елементів за періодами тісно пов'язаний з розподілом електронів на енергетичних рівнях атомів елементів. Кожному періоду відповідає певний набір головних квантових чисел, причому кількість їх і максимальне значення n дорівнюють номеру даного періоду.

Ще однією характеристикою електрона в атомі є **орбітальне квантове число (l)**, яке визначає енергію *енергетичного підрівня* і характеризує *форму* електронної хмари (орбіталі). Головне квантове число впливає на енергію електрона сильніше, ніж побічне. Однак слід пам'ятати, що в межах одного енергетичного рівня електрон з більшим значенням побічного квантового числа має вищу енергію, ніж електрон з меншим значенням цього числа.

Орбітальне квантове число визначається орбітальним механічним моментом, тобто моментом кількості руху, що створюється електроном під час його обертання навколо ядра атома елемента. Воно може набувати значень тільки цілих чисел від 0 до $(n-1)$, де n – головне квантове число.

Різним значенням n відповідає різне число можливих значень l . Так, для першого енергетичного рівня можливий лише один енергетичний підрівень із значенням $l = 0$.

Для другого рівня ($n = 2$) існує два підрівня з $l = 0$ і $l = 1$. Третій рівень ($n = 3$) має три підрівні з побічними квантовими числами $l = 0$, $l = 1$ і $l = 2$. Взагалі число енергетичних підрівнів дорівнює номеру енергетичного рівня, тобто значенню головного квантового числа. Головне квантове число під час запису електронних формул позначається цифрами, а орбітальне буквами. Кожному значенню l відповідає така буква:

l	0	1	2	3
позначення	s	p	d	f

Відповідні орбіталі мають форми кулі (s-орбіталі), гантелі (p-орбіталі) або більш складні форми (d-, f-).

Згідно з рівнянням Шредінгера, орієнтація електронної хмари в просторі також чітко визначена і залежить від значення **магнітного квантового числа (m)**. Магнітне квантове число визначає орієнтацію електронної орбіталі в магнітному полі на даному енергетичному підрівні. Воно може набувати будь-яких цілочисельних значень від $+l$ до $-l$, включаючи нуль. Отже, кожному значенню l відповідає $(2l+1)$ значень m . Енергія електрона не залежить від величини m в межах певних значень орбітального квантового числа. Кількість різних значень m залежить від величини орбітального квантового числа і визначає кількість можливих орієнтацій електронної хмари у просторі, тобто кількість орбіталей на даному підрівні.

Так, для s – підрівня ($l = 0$) можливе тільки одне значення m ($m = 0$), тобто одна орбіталь; для p – підрівня ($l = 1$) - три значення ($-1, 0, +1$), тобто три орбіталі; для d – підрівня ($l = 2$) – п'ять значень m ($-2, -1, 0, +1, +2$), тобто п'ять орбіталей, оскільки кількість можливих на даному підрівні орбіталей, а отже, і кількість значень магнітного квантового числа дорівнює $(2l+1)$.

Спираючись на вищесказане, можна дати ще одне визначення атомної орбіталі (АО). **Атомна електронна орбіталь** – це стан електрона в атомі, що характеризується певними значеннями квантових чисел n , l і m ,

тобто певними розмірами, формою та орієнтацією в просторі електронної хмари.

Орбіталі іноді зображують у вигляді енергетичних комірок: для s-електронів – одна орбіталь, або одна енергетична комірка, для p – електронів – три, для d – електронів – п'ять, для f – електронів – сім.

Проте стан електрона в атомі, крім квантових чисел n , l і m , тобто перебування на певних рівнях, підрівнях і орбіталях, залежить також від його власного стану, не пов'язаного з обертанням електрона навколо ядра. Цей власний стан характеризується **спіновим квантовим числом (s)**. Спін виявляється в існуванні в електрона власного моменту імпульсу і зв'язаного з ним магнітного моменту. Спін електрона може мати тільки два значення: $+1/2$ і $-1/2$ (знаки «плюс» і «мінус» відповідають протилежним напрямкам).

Для унаочнення кожний електрон на орбіталі позначають стрілкою в енергетичній комірці $\uparrow$. Якщо ж на одній орбіталі перебувають два електрони, то вони повинні мати різні спінові числа. Це можна зобразити так: $\uparrow\downarrow$. Протилежно направлені спіни двох електронів називають **антипаралельними**.

1.3.3 Порядок заповнення атомних орбіталей. Будова електронних оболонок

У багатоелектронних атомах стан кожного електрона визначається значеннями чотирьох квантових чисел n , l , m і s . У багатоелектронних атомах кожен окремий електрон рухається не тільки в полі ядра атома, а й у полі інших електронів. У цьому разі електронні хмари окремих електронів ніби зливаються в одну загальну багатоелектронну хмару.

Стан електронів у багатоелектронних атомах і в молекулах описують наближеним розв'язком рівняння Шредінгера, оскільки точний його розв'язок дуже складний. Для всіх наближених методів розв'язування цього рівняння загальним є так зване одноелектронне наближення, тобто припущення, що хвильову функцію багатоелектронної системи можна подати у вигляді суми хвильових функцій окремих електронів. У цьому разі рівняння Шредінгера можна розв'язати окремо для кожного електрона.

Оскільки електрон у багатоелектронному атомі не тільки притягується ядром, а й відштовхується іншими електронами, які розміщені між цим електроном і ядром, то його енергетичний стан залежить не тільки від головного квантового числа n , а також і від орбітального квантового числа l . Це підтверджено дослідженнями спектрів багатоелектронних атомів. Енергія електрона зростає як із збільшенням n , так і із збільшенням l . Послідовність енергетичних рівнів електронів у порядку зростання їх енергії

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 7p.$$

У багатоелектронних атомах орбіталі заповнюються електронами в міру зростання їх енергії, доки не розмістяться всі електрони. Електронні оболонки формуються з обов'язковим дотриманням таких правил:

- 1) електрони насамперед займають орбіталі з найнижчими рівнями енергії;
- 2) під час заповнення еквівалентних орбіталей (наприклад: p_x , p_y , p_z) нижчому рівню енергії відповідає розміщення електронів з паралельними спінами (правило Гунда);
- 3) в атомі не може бути навіть двох електронів з чотирма однаковими квантовими числами (принцип Паулі).

Згідно з принципом Паулі, на кожній орбіталі, яка характеризується певними значеннями чисел n , l і m , може перебувати не більш ніж два електрони, спіни яких протилежно направлені. Два електрони, що перебувають на одній орбіталі і мають протилежно направлені спіни, називаються

спареними; поодинокий електрон на орбіталі називається *неспареним*. За принципом Паулі можна підрахувати, яке максимальне число електронів може перебувати на різних енергетичних рівнях і підрівнях в атомі. Оскільки на даному рівні n може бути стільки ж підрівнів, а для кожного підрівня існує $2l+1$ орбіталей, можна підрахувати, що на s -підрівні (одна орбіталь) може перебувати не більш ніж два електрони, на p – підрівні (три орбіталі) – шість, на d – підрівні (п'ять орбіталей) – десять електронів, на f – підрівні (сім орбіталей) — чотирнадцять електронів.

Будову електронних оболонок атомів елементів прийнято записувати за допомогою електронних формул. Електронну структуру атома Гідрогену, що перебуває в незбудженому стані, можна записати формулою $1s^1$ або подати схемою $\boxed{\downarrow}$, атома Гелію – формулою $1s^2$ або схемою $\boxed{\downarrow\uparrow}$.

У цих електронних формулах арабськими цифрами позначають енергетичні рівні, а латинськими літерами – підрівні. Угорі, справа від літери, що позначає тип орбіталі, зазначається арабськими цифрами число електронів на даному підрівні.

В атома Карбону число електронів на $2p$ -підрівні зростає до 2; електронна формула атома Карбону $1s^2 2s^2 2p^2$. Згідно з правилом Гунда, два p -електрони розміщуються так, щоб спіни їх були паралельними. Аналіз атомного спектра Карбону показав, що для незбудженого стану атома Карбону справедлива схема, що відповідає найбільшому можливому значенню сумарного спіну атома (сума спінів усіх електронів, що входять до складу атома).

Отже, наведене вище *правило Гунда* можна сформулювати і так:

стійкому стану атома відповідає такий розподіл електронів у межах енергетичного підрівня, за якого абсолютне значення сумарного спіну атома максимальне.

Правило Гунда стверджує, що максимальне значення сумарного спіну атома відповідає стійкому, незбудженому стану, в якому атом має най-

меншу можливу енергію, але воно не забороняє іншого розподілу електронів в межах підрівня. За будь-якого іншого розподілу електронів енергія атома буде більшою, й атом перебуватиме у збудженому, нестійкому стані.

Енергія електрона в багатеелектронному атомі визначається величинами не тільки головного, а й орбітального квантових чисел. Послідовність заповнення атомних електронних орбіталей залежно від значень n і l досліджував вчений В.М. Клечковський, який сформулював таке положення (**правило Клечковського**):

із збільшенням заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталей з меншим значенням суми головного й орбітального квантових чисел ($n+l$) до орбіталей з більшим значенням цієї суми (перше правило Клечковського).

Електронна будова атомів Калію і Кальцію відповідає цьому правилу; справді, для 3d-підрівня ($n = 3, l = 2$) сума $n + l$ дорівнює 5, а для 4s-підрівня ($n = 4, l = 0$) ця сума дорівнює 4. Отже, енергія 4s – підрівня менша, ніж 3d-підрівня, тому 4s-підрівень повинен заповнюватись раніше 3d. Звідси випливає, що порушення послідовності заповнення електронами електронних орбіталей в атомів елементів четвертого періоду зумовлене енергетичними причинами.

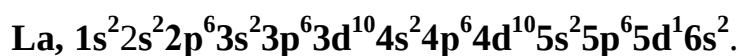
Послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів атомів наступних за Кальцієм елементів, зокрема Скандію ($Z=21$), визначається за таким правилом:

за однакових значень суми ($n + l$) заповнення орбіталей відбувається послідовно у напрямку зростання головного квантового числа (друге правило Клечковського).

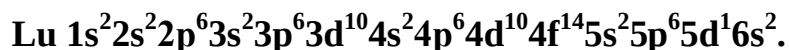
Це пояснюється тим, що енергію електрона більшою мірою визначає не орбітальне, а головне квантове число. Ось чому спочатку повинен заповнюватись електронами 3d-підрівень а потім 4p-підрівень, і електронна формула атома Скандію буде $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$. У решти атомів елементів

нів четвертого періоду електрони заповнюють зовнішній електронний шар включно до Криптону: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

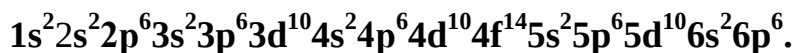
Заповнення електронних шарів атомів елементів п'ятого періоду відбувається так само, як і атомів елементів четвертого періоду. Заповнення електронних шарів атомів елементів шостого періоду має свою особливість. Як і в двох попередніх великих періодах, після заповнення електронами зовнішнього електронного шару атомів Цезію і Барію в атомі Лантану починає заповнюватись $5d$ -підрівень передостаннього енергетичного рівня, і його електронна формула така:



Проте в атомах наступних елементів з протонними числами 58–71 (Лантаноїдів) з'являються $4f$ -електрони. В атомі останнього елемента цієї родини четвертий електронний шар досягає повного завершення і стабілізації, електронна формула 71-го елемента – Лютецію – така:



Заповнення $5d$ -підрівня, розпочате в атомі Лантану, відновлюється в атомі Гафнію, 72-го елемента, і закінчується в атомі 80-го елемента – Меркурію; у наступних елементів – з 81-го по 86-й – відбувається заповнення $6p$ -підрівня. Період закінчується інертним елементом Радон, електронна формула атома якого така:

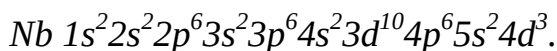


Структура електронних оболонок атомів елементів сьомого періоду (поки ще незавершеного) має такий самий характер, як і в атомів елементів шостого періоду.

Приклади розв'язання типових задач за темою 1.3.

Задача №1. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 41. Скільки неспарених електронів має атом цього елемента?

Розв'язання.



Усі підрівні, крім $4d$, заповнені повністю, тому неспарені електрони можуть бути тільки на $4d$ підрівні. Розміщення електронів в межах підрівня здійснюється згідно з правилом Гунда, тобто всього в атомі Nb 3 неспарені електрони (рис.1.3)

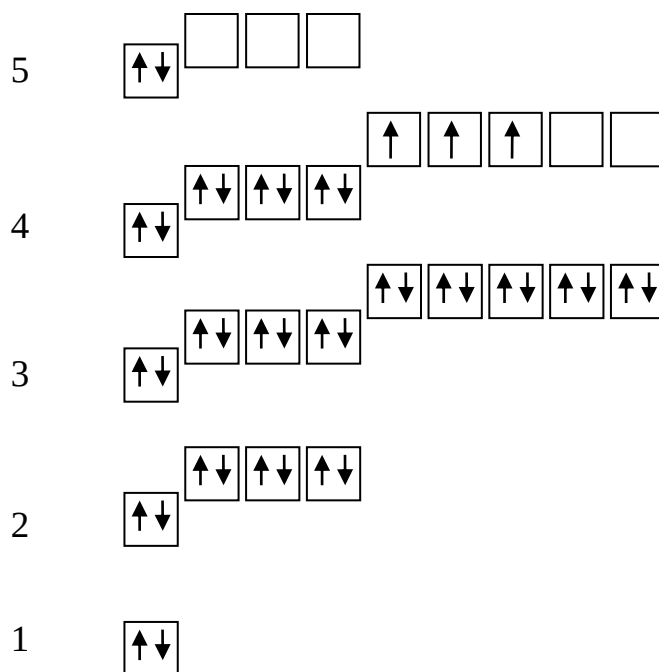
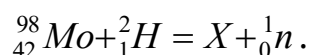


Рис.1.3 – Електроно-графічна формула атома Ніобію

Задача №2. Закінчити рівняння ядерного перетворення:

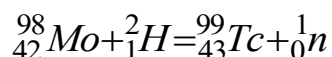


Ізотоп якого елемента утворюється при цьому, скільки протонів та нейтронів міститься в його ядрі?

Розв'язання. Під час ядерних перетворень виконуються закони збереження заряду і маси. Заряди атомів приведені в лівому нижньому куті від символу елемента, а нуклонні (масові) числа – у верхньому лівому куті.

Нуклонне число невідомого елемента дорівнює: $98 + 2 - 1 = 99$, а його заряд: $42 + 1 - 0 = 43$.

Заряд ядра визначає елемент. Елемент з порядковим номером 43 – це Технецій:



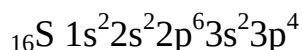
Кількість протонів дорівнює заряду ядра – 43, кількість нейтронів – різниці між нуклонним числом і зарядом ядра: $99 - 43 = 56$.

Задача №3. Ядро атома елемента має 16 протонів і 16 нейтронів. Визначити: а) кількість електронів в атомі; б) порядковий номер елемента; в) атомну масу елемента. Записати електронну формулу атома і назвати елемент.

Розв'язання. Оскільки число протонів у атомі дорівнює числу електронів, то даний елемент містить 16 електронів.

Заряд ядра дорівнює кількості протонів у атомі і чисельно відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі. Отже, порядковий номер елемента – 16, це – Сульфур S.

Відносна атомна маса елемента дорівнює сумі протонів і нейтронів:
 $A_r(S) = 16 + 16 = 32$ (а.о.м.).



Задача №4. Визначте кількість електронів, протонів та нейтронів в атомі Оксигену ${}^{17}_8\text{O}$.

Розв'язання. $Z=8, e^-=8, N=A-Z=17-8=9$.

Відповідь: 8 електронів, 8 протонів та 9 нейтронів.

Задача №5. Укажіть протонне число елемента E, який утворює аніон E^- зі структурою зовнішнього електронного шару $4s^2 4p^6$.

Розв'язання. Як видно з електронної формули атома елемента E, він розміщений у 4 періоді періодичної системи. Аніон утворився в результаті приєднання одного електрона до електронейтрального атома. Отже, у зовнішньому електронному шарі цього атома міститься сім електронів. Це елемент головної підгрупи VII групи — Бром. Його протонне число — 35.

Завдання для самоконтролю за темою 1.3

Питання:

1. У чому суть корпускулярно-хвильової природи електрона?
2. З яких часток складається атом?
3. Які розміри мають ядра атомів та самі атоми?
4. Які елементарні частки ви знаєте?
5. Що таке ізотопи?
6. Які види радіоактивності ви знаєте?
7. За допомогою яких квантових чисел описують поведінку електронів?
8. Як складаються електронні формули?
9. Сформулюйте принцип Паулі.
10. Сформулюйте правило Гунда.

Тести:

1. Скільки протонів та електронів міститься в атомі Н ?
☐ 1 та 1
☐ 2 та 2
☐ 1 та 2
☐ 1 та 0
2. Найменша хімічно неподільна частинка хімічного елемента, яка зберігає всі його хімічні властивості - це ...
☐ Атом
☐ Молекула
☐ Речовина
☐ Моль
3. Кількість протонів в атомі дорівнює:
☐ атомній масі

- ☐ порядкувому номеру
- ☐ кількості нуклонів
- ☐ кількості електронів

4. Назвіть частинки, що містяться у атомному ядрі:

- ☐ нейтрони та протони
- ☐ протони та електрони
- ☐ електрони та нукліди
- ☐ ядро та електрони

5. Укажіть ядро атома, яке містить однакову кількість протонів та нейтронів

- ☐ $^{59}_{27}\text{Co}$
- ☐ $^{56}_{26}\text{Fe}$
- ☐ $^{24}_{12}\text{Mg}$
- ☐ $^{64}_{29}\text{Cu}$

6. Вкажіть елемент з такою електронною конфігурацією $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- ☐ Алюміній
- ☐ Натрій
- ☐ Калій
- ☐ Магній

7. Вкажіть суму протонів та електронів у йона Сульфура

- ☐ 32
- ☐ 34
- ☐ 16
- ☐ 30

8. Вкажіть елемент у атомі якого на 2 електрони менше ніж у йона магнію

- ☐ Алюміній
- ☐ Нітроген
- ☐ Оксиген
- ☐ Неон

9. Кількість енергетичних рівнів у елемента Ag

- ☐ 2
- ☐ 3
- ☐ 4
- ☐ 5

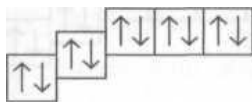
10. Яке квантове число описує форму орбіталі?

- ☐ Головне квантове число (n)
- ☐ Магнітне квантове число (m_l)
- ☐ Орбітальне квантове число (l)
- ☐ Спінове квантове число (m_s)

11. Магнітне квантове число (m_l) визначає:

- ☐ Енергію електрона
- ☐ Просторову орієнтацію орбіталі
- ☐ Розмір орбіталі
- ☐ Тип елемента

12. Графічна формула атома якого елемента зображена



- ☐ Ne

- ☐ O
- ☐ Ne
- ☐ F

Задачі:

1. Скільки протонів і нейтронів містить ядро Алюмінію ${}_{13}\text{Al}^{27}$.
2. Структура зовнішнього електронного шару елемента - $3s^2 3p^3$.
Установіть назву цього елемента, укажіть різницю між молекулярними масами його вищого оксиду і леткої сполуки з Гідрогеном.
3. Атому якого елемента відповідає електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$. Яку кількість неспарених електронів має цей елемент?
4. Яку кількість протонів і нейтронів містить ядро атома фтору? Запишіть його електронну формулу.
5. Укажіть суму індексів у формулі вищого оксиду елемента, атом якого має 4 енергетичні рівні, а кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні удвічі більша, ніж в атома Бору.
6. Визначити число протонів, нейтронів і електронів для атома ізотопу Урану-238 (${}_{92}^{238}\text{U}$).
7. Визначте всі чотири квантові числа для електрона в атомі Гелію (He).
8. Запишіть електронну конфігурацію іону Кальцію Ca^{2+} . Як вона відрізняється від нейтрального атома Кальцію?
9. Укажіть сумарну кількість протонів, нейтронів та електронів у йоні, який утворився з атома Магнію з нуклонним числом 26.
10. Природний магній складається з трьох нуклідів: ${}^{24}\text{Mg}$, ${}^{25}\text{Mg}$, ${}^{26}\text{Mg}$. Їхні атомні частки відповідно становлять 78,6, 10,1 і 11,3 %. Обчисліть відносну атомну масу Магнію.

Тема 1.4 Періодична система елементів Д.І. Менделєєва з точки зору електронної будови атома

1.4.1 Історія відкриття періодичного закону Д.І. Менделєєва

Найважливішою подією в хімії після розробки атомно-молекулярної теорії було відкриття періодичного закону. У середині минулого століття хімікам було відомо близько 60 елементів. Спроби класифікувати хімічні елементи робились ще Д.Л. Лавуазьє та Й.Я. Берцеліусом, які поділили всі елементи на *метали* та *неметали*. Ця перша класифікація, незважаючи на обмеженість, не позбавлена логічної основи. Для опису властивостей того чи іншого елемента ми й досі користуємось ґрунтовними ознаками, які властиві металам та неметалам. Проте вся багатогранність хімічних перетворень елементів не може бути зведена до двох типів ознак – металічності і неметалічності.

У XIX ст. до питання класифікації хімічних елементів приверталась увага багатьох хіміків-дослідників. З відкриттям подібності властивостей багатьох елементів вчені почали пошуки взаємозв'язку між хімічними елементами.

Так, німецький хімік Й.В. Деберейнер, який звернув увагу на існування ряду потрійних аналогій серед хімічних елементів, у 1829 р. сформулював **правило триад**. Між трьома спорідненими елементами в кожному ряду існує залежність: атомна маса середнього елемента є середнім арифметичним атомних мас легшого та важчого елементів. Наприклад, у ряду Cl, Br, I атомна маса бромову обчислюється як середнє арифметичне атомних мас Хлору та Йоду, тобто $(35.5 + 127) : 2 = 80$.

Проте Й.В. Деберейнер не зміг згрупувати всі елементи в триади (він виявив тільки п'ять триад); крім того, відкрите ним часткове правило не забезпечувало можливості наукового передбачення.

Ідея Й.В. Деберейнера знайшла розвиток у дослідженнях Д.П. Кука, М. Петтенкофера, Ж.Б. Дюма, Е. Ленсена, однак і ці вчені не змогли згру-

пувати в тріади всі елементи, окремі тріади були представлені одним або двома елементами.

Другу групу класифікацій елементів становлять спроби об'єднати елементи за валентністю або за іншими ознаками. Так, у 1857 р. Ф.В. Гінрікс запропонував радіально-колову таблицю, де на кожному з одинадцяти радіусів були розміщені подібні елементи (галогени, лужні метали тощо).

Французький геолог Б.де Шанкуртуа в 1863 р. розмістив всі елементи в порядку зростання їхніх атомних мас по висхідній спіралі і виявив подібність між елементами, що потрапляли на одну й ту саму твірну циліндра.

У 1864 р. англійський хімік Дж. Ньюлендс виділив вісім груп подібних елементів, розмістивши їх у порядку зростання атомних мас. Він помітив, що кожний восьмий елемент за властивостями подібний до першого (правило октав). Проте часто дуже подібні елементи не потрапляли в один ряд, елементи розміщувались не закономірно, а підганялись під емпіричне правило. Заслугою Дж. Ньюлендса є те, що він вперше почав оперувати поняттям «порядковий номер» (за сучасною термінологією «протонне число»).

Німецький хімік Л. Мейєр найближче підійшов до відкриття періодичного закону. У 1864 р. він опублікував схему, у якій елементи було розділено на шість груп за валентністю.

Л. Мейєр розмістив елементи в порядку зростання їхніх атомних мас і помітив, що подібні елементи знаходяться в одних і тих самих вертикальних стовпчиках. Проте Л. Мейєр не зміг зробити жодних теоретичних висновків із своїх спостережень. У 1870 р. Л. Мейєр вдруге опублікував цю схему у формі таблиці, в якій елементи були розділені на дев'ять стовпчиків, а в пояснювальному тексті говорилось про хімічну періодичність. Однак ця робота була виконана під впливом повідомлення Д.І. Менделєєва про періодичну систему, яке було зроблено на рік раніше, у 1869 р.

Попередники Д.І. Менделєєва не змогли відкрити періодичний закон з двох причин: по-перше, всі вони зосереджували увагу не на законі, що повинен визначати природу класифікації елементів, а на правилах цієї класифікації; по-друге, метод їхніх досліджень був метафізичним. У зв'язку з цим Д.І. Менделєєв, характеризуючи попередні спроби класифікації хімічних елементів, підкреслював штучність попередніх систем, оскільки їм не вистачало об'єктивної основи. Формальна логіка, застосована попередниками Д.І. Менделєєва як основний метод пізнання, зумовила поділ елементів на групи, різко відділені одна від одної, не давала змоги за подібністю виявити відмінність. Водночас **Д.І. Менделєєв** завжди наголошував, що всі попередні спроби класифікації хімічних елементів мали велике значення і стали передумовою відкриття періодичного закону.

Д.І. Менделєєв відкрив періодичний закон у 1869 р. і сформулював його так:

властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Розміщуючи всі елементи в порядку зростання їхніх атомних мас, Д.І. Менделєєв дійшов висновку, що подібні елементи чергуються через правильні інтервали, іноді розміщуються поряд; що для елементів дуже важливим є місце, яке вони займають у природньому ряду. Талановитий учений розглядав кожний елемент не ізольовано від інших, а в їх органічному взаємозв'язку. Саме це дало йому змогу виявити закономірний характер зміни властивостей як подібних, так і відмінних за хімічною природою елементів у їх загальному ряду.

Періодичний закон не можна звести до короткої формули. Зміст його слід виражати положеннями, наведеними нижче.

1. Усі види речовин складаються з хімічних елементів – різних типів атомів.
2. Хімічні елементи можна розмістити в ряд, у якому кожний еле-

мент характеризується тільки йому властивим протонним числом і в якому всі елементи перебувають у тісному взаємозв'язку і взаємозалежності.

3. Знаючи місце хімічного елемента у природньому ряду, можна описати його властивості, визначити валентність, атомну масу, передбачити синтез нових сполук, до складу яких входять ті чи інші елементи.

4. Із збільшенням протонних чисел хімічних елементів їхні властивості змінюються періодично. Через певне число номерів (не завжди одне й те саме) повторюються валентності елементів, загальні формули їхніх хімічних сполук тощо.

5. Подібні елементи, крім періодично віддалених, можуть розміщуватись поряд. Знаючи послідовності розподілу елементів і характер подібності між ними, можна передбачати існування нових елементів, прогнозувати їхні властивості.

6. Періодичний закон конкретизовано виражений у вигляді періодичної системи елементів (періодичної таблиці).

Кожне з цих положень є важливим для правильного розуміння значення відкриття, зробленого Д.І. Менделєєвим.

1.4.2 Періодична система елементів

Періодична система хімічних елементів – це конкретизований (табличний) вираз періодичного закону. Відомо багато варіантів періодичної системи. Часто користуються так званим «довгоперіодним» варіантом, у якому великі періоди не поділяються на парний і непарний ряди, а записуються в один ряд. Слід зазначити, що менделєєвський варіант періодичної системи, який виявився найбільш довговічним і досконалим, включав не тільки відомі елементи, а й ті, що ще мали бути відкриті в майбутньому.

Існує дві основні структурні одиниці періодичної системи: *період і група*.

Період – це ряд хімічних елементів, розміщених за зростанням їхніх протонних чисел, і який розпочинається з лужного металу (перший період – з Гідрогену) і закінчується інертним газом.

Є сім періодів: один найменший (він складається з двох елементів – Гідрогену і Гелію), *два малих* (по вісім елементів), *два великих* (по вісімнадцять елементів), шостий період *найбільший* (32 елементи), а останній період – *незакінчений*.

У періодах простежується поступове послаблення металічних властивостей елементів і наростання неметалічних з переходом до інертних газів, що наочно можна показати на прикладі елементів другого періоду. Період розпочинається з Літію – одновалентного елемента з властивостями металу, – що енергійно розкладає воду з утворенням лугу та водню. За Літієм розміщений Берилій – двовалентний елемент з властивостями металу, що повільно розкладає воду за звичайної температури. За Берилієм іде Бор – тривалентний елемент із слабо вираженими неметалічними властивостями, а далі розміщуються Карбон – чотиривалентний неметал, Нітроген – елемент із досить різко вираженими неметалічними властивостями, Оксиген – типовий неметал, Флуор – найактивніший з неметалів. Період закінчується інертним газом – Неоном.

Порівнюючи елементи великих періодів, можна помітити деяку не послідовність зміни їхніх властивостей: спочатку їхні металічні властивості послаблюються, потім дещо нарастають і знову послаблюються з переходом до елементів неметалічної природи. Так, у п'ятому періоді металічні властивості, які різко виявлені в Рубідію, послаблюються від елемента до елемента, і найпасивніші метали цього періоду – Рутеній, Родій, Паладій за пасивністю нагадують інертні елементи. Елементи цього періоду, що розміщені за Паладієм (Аргентум, Кадмій, Індій, Станум тощо), виявляють вищу металічність.

Другою важливою структурною одиницею періодичної системи є *група*.

Група – ряд (вертикальний стовпчик) подібних елементів, що належать до різних періодів.

Кожна група є ніби природною родиною елементів. Всього в періодичній системі є вісім груп елементів. До кожної групи входять по одному елементу з малих періодів, по два елементи – з великих, оскільки великий період складається з двох рядів, і з кожного з них до тієї чи іншої групи повинен входити один елемент. Кожна група складається з двох підгруп: *головної і побічної*. Це можна пояснити тим, що елементи, які входять до даної групи з двох рядів (парного і непарного) одного й того самого періоду, не цілком подібні за своїми властивостями.

До головної підгрупи належать типові елементи (Д.І. Менделєєв називав типовими елементи малих періодів) і подібні до них елементи великих періодів. Решта елементів даної групи належить до побічної підгрупи. Так, до головної підгрупи першої групи належать типові елементи – Літій, Натрій і подібні до них Калій, Рубідій, цезій, Францій (всі вони є лужними металами); до побічної підгрупи першої групи належать Купрум, Аргентум, Аурум.

Крім груп і підгруп, у періодичній системі є ряди подібних елементів, які розміщені в одній і тій самій групі і в одному періоді (за винятком платинових металів). Ці ряди елементів називаються родинами. Так, до родини Феруму належать Ферум, Кобальт і Нікол; до родини платинових металів входять шість елементів (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt); до родини **лантаноїдів** – елементи з протонними числами 57–71, які дуже подібні між собою; родина **актиноїдів** містить чотирнадцять елементів з протонними числами 90–103, що йдуть за Актинієм і дуже подібні між собою за властивостями.

Лантаноїди та актиноїди здебільшого виносять у самостійні ряди, які розміщують унизу періодичної таблиці елементів.

Встановлюючи місце елемента в періодичній таблиці, Д.І. Менделєєв керувався всією сукупністю його властивостей. Хоч у своїх працях він прямо не говорив про порядковий номер як фундаментальну характеристи-

тику хімічного елемента, але це відчувалось у кожній його праці, де йшлося про періодичний закон. Пізніші дослідження показали, що розміщення Д.І. Менделєєвим елементів у періодичній системі є правильним і відповідає будові їхніх атомів.

Отже, в періодичній системі властивості елементів, їхні атомні маси, валентність, хімічний характер змінюються як у групах, так і в періодах у певній послідовності. Знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно визначати його властивості, оскільки місце елемента в таблиці визначається його властивостями.

1.4.3 Залежність властивостей елементів від положення в періодичній системі

Знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно визначати його властивості, оскільки місце елемента в таблиці визначається його властивостями (рис. 1.4).

Металічні та відновні властивості. Металічні властивості елемента визначаються здатністю його атома віддавати, тобто виявляти відновні властивості. Тому металічні та відновні властивості змінюються однаково.

У головних підгрупах радіуси атомів збільшуються, вплив ядра на електрони зменшується, тому електронам стає легше відірватись від атома – їх відновні та металічні властивості зростають, найбільшими вони є у Франція – типового металу.

Група	Період →
↓ Посилення металічних властивостей. Збільшення радіуса атома.	Посилюються неметалічні властивості. Зростають: - заряд ядра атома ; - кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні; - відносна атомна маса елемента; - валентність за Оксигеном. Зменшуються: - валентність за Гідрогеном (неметалічних елементів починаючи з IV групи); - радіус атома.

Рисунок 1.4 – Зміна властивостей елементів у періодичній системі

У періодах радіуси атомів зменшуються, вплив ядра на електрони збільшується, електронам стає важче відірватись від атома, тому їх відновні та металічні властивості зменшуються.

Спорідненість до електрона та електронегативність. Енергія, що виділяється в процесі приєднання електрона до нейтрального атома, називається ***спорідненістю атома до електрона***. Спорідненість до електрона атомів неметалів тим більша, чим ближче до інертного газу розміщений неметал у періодичній системі елементів.

Мірою електронегативності атома є півсума енергії його іонізації та спорідненості до електрона (здатності атома утримувати електрони).

Електронегативність атомів елементів збільшується в періодах зліва направо, тобто від металів до неметалів. Максимальну електронегативність виявляє Флуор, мінімальну – Францій.

Значення електронегативності атомів деяких елементів відносно електронегативності атома Флуору, яка прийнята такою, що дорівнює 4, подано в табл.1.4. З таблиці видно, що неметали мають вищу електронегативність, ніж метали. Чим активніший метал, тим менша його електронегативність, навпаки, чим активніший неметал, тим більша його електронегативність.

Таблиця 1.4 – Відносна електронегативність атомів деяких елементів (за Л. Полінгом)

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,50	F 4,0

Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Енергія іонізації. ***Енергією іонізації*** називають мінімальну енергію, яку потрібно затратити для відщеплення електрона від атома з перетворенням останнього на позитивно заряджений йон.

Встановлено, що найлегше відщепити один електрон від атома лужного металу, важче від неметалу й особливо важко – від атома інертного газу.

Величина потенціалу іонізації може бути мірою «металічності» елемента: чим менший потенціал іонізації елемента, тим сильніше виражені його металічні властивості.

Неметалічні та окисні властивості. Окисники приймають електрони. Атоми неметалічних елементів здатні приймати електрони, тому неметалічні властивості та окисні властивості змінюються однаково.

У головних підгрупах радіус атома зростає, вплив ядра на електрони інших атомів зменшується, воно з меншою силою здатне їх притягувати, приймати, тому неметалічні та окисні властивостей атомів зменшуються.

У періодах радіус атомів зменшується, ядро збільшує свій вплив на електрони, легше їх приймає, тому неметалічні та окисні властивості в періоді зростають, найбільшими вони є у Флуора – типового неметалу.

Між металами та неметалами в кожному періоді містяться амфотерні (перехідні) елементи.

Форми та властивості оксидів та гідроксидів.

У головних підгрупах зверху вниз посилюються основні властивості та зменшуються кислотні властивості гідроксидів: основ і оксигеновмісних кислот. Загальні формули вищих оксидів та гідратів вищого оксиду в за-

лежності розташування елемента в періодичній системі наведено в табл. 1.5.

Таблиця 1.5 – Загальні формули оксидів та гідратів

Група	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII (крім інертних газів)
Вищий оксид	E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7	EO_4
Гідрат вищого оксиду	EOH	$E(OH)_2$	$E(OH)_3$	H_2EO_3	H_3EO_4	H_2EO_4	HEO_4	H_4EO_4

У періоді відбувається перехід від сильних основ, через амфотерні до кислот. Таким чином, у періодах зменшуються основні та зростають кислотні властивості оксидів та гідроксидів.

Приклади розв'язання типових задач за темою 1.4.

Задача №1. Який з кожної пари елементів ($C - N$; $O - S$; $Cl - Ar$) виявляє більші неметалічні властивості?

Розв'язання. Неметалічні властивості в періодичній системі зростають у періодах зліва – на право, в групах знизу – догори. Тому Нітроген і Оксиген у перших парах елементів мають більш виражені неметалічні властивості. У третьому випадку Хлор виявляє більші неметалічні властивості, тому що Аргон – інертний (благородний) газ, який не здатний до приймання електрона.

Задача №2. У якого елемента а) Хлору чи Йоду – сильніше виражені неметалічні властивості; б) Калію чи Купруму – сильніше виражені металічні властивості? Відповідь поясніть.

Розв'язання. а) Елементи Хлор та Йод розміщені VIIA-підгрупі, отже, є електронними аналогами, проте Хлор знаходиться у III періоді та має три енергетичних рівня, а Йод – у V періоді, електронна оболонка атома Йоду складається з п'яти енергетичних рівнів. З цієї причини атомний радіус Хлору менший, ніж атомний радіус Йоду, тому спорідненість до електрона у Хлору більша, ніж у Йоду. Таким чином, неметалічні властивості у Хлору виражені сильніше, ніж у Йоду;

б) елементи Калій та Купрум розміщені в IV періоді та I групі, але Калій – у головній, а Купрум – у побічній підгрупі. Обидва елементи мають по одному електрону на зовнішньому енергетичному рівні, проте атом Купруму містить на десять електронів більше, ніж атом Калію. Причому ці електрони знаходяться на передзовнішньому d-підрівні, тобто значно ближче до ядра, тому вони сильніше притягується до нього, що спричиняє помітному зменшенню атомного радіусу. Отже, атомний радіус Калію більший, ніж атомний радіус Купруму, тому значення енергії іонізації у Калію менше, ніж у Купруму. Таким чином, металічні властивості у Калію виражені більше, ніж у Купруму.

Задача №3. Виходячи із закономірностей періодичної системи дайте мотивовану відповідь, який з двох гідроксидів є сильнішою основою: а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ чи $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ чи $\text{Zn}(\text{OH})_2$; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ чи $\text{Fe}(\text{OH})_2$?

Розв'язання: На силу основи впливає активність металу, що входить до її складу, тому металічні властивості, у свою чергу, залежать від положення елемента в періодичній системі та, як наслідок, від електронної конфігурації зовнішніх рівнів, радіусу атома r і потенціалу іонізації I .

а) Ca і Ba є елементами-аналогами з однаковою будовою зовнішнього рівня ns^2 , де n – номер зовнішнього рівня і одночасно номер періоду. Обидва елементи належать до однієї підгрупи (IIA), але Ca знаходиться у IV періоді, а Ba – у V, тому атом Ca має чотири електронних шари, а атом Ba – п'ять. Збільшення кількості електронних шарів позначається на радіусі-

сі атома ($r_{\text{Ba}} > r_{\text{Ca}}$). Отже металічні властивості більше виявляються Ba, тому основа $\text{Ba}(\text{OH})_2$ є сильнішою, ніж $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

б) Ca і Zn знаходяться у четвертому періоді та одній групі, але в різних підгрупах: Ca – у головній, а Zn – у побічній. Як видно з електронної конфігурації, Ca ($4s^2 3d^0$) належить до s-елементів, а Zn ($4s^2 3d^{10}$) – до d-елементів. В атомі Zn завдяки додатковим десяти (у порівнянні з Ca) електронам на третьому енергетичному рівні відбувається сильніше притягання зовнішніх електронних шарів до ядра і стиснення радіусу, тому $r_{\text{Ca}} > r_{\text{Zn}}$ і $I_{\text{Ca}} < I_{\text{Zn}}$. Тому Ca є активнішим металом, ніж Zn, а основа $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – сильніша за $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

в) Ca і Fe – елементи четвертого періоду, але різних груп і підгруп: Ca – ІА, а Fe – VIIIВ. У межах одного періода спостерігається зменшення радіусу, збільшення потенціалу іонізації, послаблення металічних властивостей, тому гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ є сильнішою основою, ніж $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Задача №4. Серед елементів Li, Ca, Na, Al виберіть електронні аналоги.

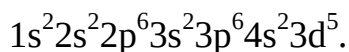
Розв'язання. Електронні аналоги мають однакову конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня. У заданих елементів електронні формули зовнішніх шарів є такими:



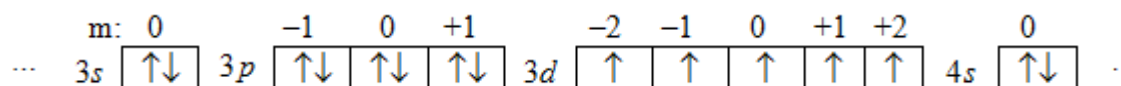
З порівняння електронних формул видно, що тільки елементи Li і Na є аналогами, оскільки в їх атомах однакова електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня – ns^1 , де n – номер періоду.

Задача №5. Складіть електронну формулу і електронно-графічну схему двох зовнішніх енергетичних рівнів атома хімічного елемента з порядковим номером 25. Вкажіть: до якої електронної родини належить цей хімічний елемент; чи є він металом або неметалом. Наведіть набір квантових чисел для формуючого електрона.

Розв'язання. Згідно із законом Мозлі, порядковий номер елемента 25 вказує на кількість протонів у ядрі (і одночасно на заряд ядра), а з урахуванням електронейтральності атома – і на кількість електронів на електронній оболонці атома. На основі правил заповнення енергетичних рівнів і підрівнів записуємо електронну формулу для атома елемента 25:



Приймаючи до уваги правило Гунда, складаємо електронно-графічну схему для двох зовнішніх енергетичних рівнів (третього і четвертого):



Формуючий електрон розміщується на 3d-підрівні, а на зовнішньому рівні знаходиться тільки два електрони, тому елемент з порядковим номером 25 є металом. Набір квантових чисел для формуючого електрона ($3d^5$) є таким: головне квантове число $n=3$ (розміщується на третьому рівні), орбітальне квантове число $l=2$ (розміщується на d-підрівні), магнітне квантове число $m=+2$ (як видно з електронно-графічної схеми), спінове квантове число $s=+1/2$ (оскільки електрон неспарений).

Завдання для самоконтролю за темою 1.4

Питання:

1. Чому виникла необхідність в уточненні формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва?
2. Як пояснити залежність властивостей хімічних елементів від їх положення в періодичній системі?
3. Що таке енергія іонізації,
4. Що таке спорідненість до електрону,
5. Як розрахувати електронегативність елемента?
6. Яку будову має періодична система елементів Д.І. Менделєєва?
7. Що таке період, група в періодичній системі елементів ?
8. Як розподіляються металеві властивості по таблиці елементів ?

9. Як розподіляються неметаличні властивості по таблиці елементів ?

10. Яке значення має відкриття періодичного закону і періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва ?

Тести:

1. У якому ряду наведено всі метали?

- ☐ Fe,Al,Hg,Zn,Cr
- ☐ Au,Ag,He,Fe,Fr
- ☐ K,Li,B,P,Si
- ☐ Ca,At,N,B,Na

2. В якому ряду наведено всі НЕметали?

- ☐ C,Ag,He,Zr,Cl
- ☐ Co,At,Ne,B,K
- ☐ C,Li,B,P,S
- ☐ Si,At,Ne,B,S

3. Як змінюються металічні властивості в групах і періодах періодичної системи елементів?

- ☐ в групах зменшуються зверху донизу, а в періодах – з кінця до початку
- ☐ в групах збільшуються зверху донизу, а в періодах – з кінця до початку
- ☐ в групах збільшуються знизу догори, а в періодах – з початку до кінця
- ☐ в групах збільшуються знизу догори, а в періодах – з початку до кінця

4. Як змінюються НЕметалічні властивості в групах і періодах періодичної системи елементів?

☐ в групах збільшуються знизу догори, а в періодах – з початку до кінця періоду

☐ в групах зменшуються знизу догори, а в періодах – з початку до кінця періоду

☐ в групах збільшуються знизу догори, а в періодах – з кінця початку до періоду

☐ в групах зменшуються знизу догори, а в періодах – з початку до кінця періоду

5. Який елемент проявляє найбільш металічні властивості?

☐ Натрій

☐ Калій

☐ Францій

☐ Флуор

6. Мінімальна енергія, необхідна для того, щоб відщепити електрон від атома з подальшим перетворенням на позитивно заряджений іон - це.....

☐ енергія іонізації

☐ спорідненість атома до електрона

☐ електронегативність

☐ заряд іона

7. Який з двох елементів має більш виражені неметалічні властивості: С або Si?

☐ С

☐ Si

- ☐ C і Si - однакові
- ☐ обидва не мають таких властивостей

8. Який елемент проявляє найбільш неметалічні властивості

- ☐ Оксиген
- ☐ Сульфур
- ☐ Фосфор
- ☐ Флуор

9. Який газ є основною складовою частиною повітря (78 % за об'ємом)?

- ☐ карбон (II) оксид
- ☐ кисень
- ☐ азот
- ☐ аргон

10. Які елементи належать до лужних металів?

- ☐ Na та K
- ☐ Mg та Ca
- ☐ Zn та Cd
- ☐ Cu та Ag

11. Які елементи належать до лужноземельних металів?

- ☐ Cu та Ag
- ☐ Zn та Cd
- ☐ Mg та Ca
- ☐ Na та K

12. Які хімічні елементи належать до галогенів?

- ☐ H, O, C
- ☐ F, Cl, I
- ☐ B, Al, Ga
- ☐ Ar, Kr, Xe

Задачі:

1. У якого з перерахованих пар елементів менша енергія іонізації: а) *Be–Mg*; б) *K–Ca*; в) *H–He*?
2. У якого з перерахованих пар елементів більша спорідненість до електрону: а) *N – F*; б) *O – S*; в) *Br – Kr*?
3. У якого з перерахованих пар елементів більша електронегативність: а) *Mg – Si*; б) *Be – Sr*; в) *F – I*?
4. Дані елементи: *Sn, Li, Rb, Cs*. Розташуйте їх у послідовності зростання металічних властивостей.
5. Як змінюються радіуси атомів у групах і періодах періодичної системи елементів?
6. Який з елементів періодичної системи більш виявляє: а) металічні, б) неметалічні властивості?
7. Що таке електронні аналоги? Чи належать *Mg* і *Cl* до електронних аналогів?
8. Який взаємозв'язок між електронною структурою атомів та їх положенням у періодичній системі?
9. Розташуйте наступні елементи у порядку зростання металічних властивостей: *Bi, Cs, Tl, Fr, Na*.
10. Розташуйте наступні елементи у порядку зростання неметалічних властивостей: *Cl, P, I, Si, Ar, F*.

Тема 1.5. Хімія металів та неметалів

1.5.1 Загальна характеристика металів. Методи одержання

Більшість хімічних елементів є металами. Межа між металами та неметалами проходить у періодичній системі по елементах: Be-Al-Ge-Sb-Po. S і p-елементи, які знаходяться ліворуч від діагоналі, є металами, праворуч від діагоналі – неметалами. Усі d і f – елементи відносяться до металів. Деякі елементи за властивостями займають проміжне положення між двома групами елементів. Тому поділ елементів на метали та неметали деякою мірою є умовним.

З точки зору хімії, метали – це елементи, здатні легко віддавати свої валентні електрони. Кількісно здатність елементів до віддання електронів виражається енергією іонізації. Метали мають, на відміну від неметалів, невеликі енергії іонізації. Також металічні властивості можна кількісно характеризувати електронегативністю. Метали мають невеликі електронегативності (менше 2,0), неметали – великі (більше 2,0).

У періодичній системі металічні властивості збільшуються в групах зверху до низу (збільшується кількість електронних шарів і розмір атома), у періодах – з кінця до початку (за постійної кількості електронних шарів зменшується заряд ядра, що призводить до збільшення заряду ядра). З усіх елементів найбільшою мірою металічні властивості проявляє Францій.

Для металів характерні деякі загальні фізичні властивості: високі тепло– та електропровідність (найкращі провідники Ag, Au) , здатність до пластичної деформації (висока ковкість). Усі метали, за винятком Меркурію, тверді речовини. Температури плавлення деяких металів дуже високі (найбільш тугоплавким металом є вольфрам ($t_{пл}=3410\text{ }^{\circ}\text{C}$)). Загальні фізичні властивості металів зумовлені тим, що в металах здійснюється металічний зв'язок. У металах невелика кількість електронів одночасно з'єднує велику кількість ядер, а самі електрони можуть вільно переміщатись у металах, отже, у металах має місце сильно делокалізований хімічний зв'язок.

Спрощено метал можна розглядати як щільно упаковану структуру з катіонів, з'єднаних один з одним спільними електронами (електронним газом). Узагальненням валентних електронів металічний зв'язок дещо нагадує ковалентний. Проте на відміну від ковалентного, який з'єднує два атоми, металічний зв'язок з'єднує всі атоми даного кристала, і всі вони беруть участь в узагальненні валентних електронів; валентні електрони не належать якійсь одній парі атомів. Ковалентний зв'язок у твердому тілі не допускає взаємного зміщення атомів без розриву самого тіла, а в металах можливе досить значне взаємне зміщення атомів без порушення зв'язку. Тому для кристалічних сполук з атомним типом зв'язку характерна крихкість, а для металів – пластичність.

У вузлах кристалічних ґраток металу розміщуються не тільки відповідні катіони металів, а й нейтральні атоми, тому в металах частково виявляється звичайний ковалентний зв'язок. У разі переходу від лужних і лужно–земельних металів до перехідних здатність до сублімації зменшується, що можна пояснити зростанням частки ковалентного зв'язку між атомами. Непрозорість металів та їх характерний металічний блиск також обумовлені наявністю в металах делокалізованих електронів.

За густиною метали поділяють на легкі (густина менше ніж 5000 кг/м^3) і важкі (густина більше ніж 5000 кг/м^3).

За іншими ознаками розрізняють такі метали:

- *чорні* (Fe, Mn, Cr) та *кольорові* (усі інші);
- *рідкі* (Li, Rb, Cs, Be, Mo, W, Zr, Hf, Nb, Ta...);
- *рідкоземельні* (Se, Y, La...);
- *розсіяні* (Ga, In, Ta, Ge);
- *благородні* (Au, Ag, Pt, Pd, Ro, Ir);
- *радіоактивні* (Tc, Pr, Po, Fr, Ra, Ac).

Більшість металів знаходяться в природі у вигляді сполук з іншими елементами. У вигляді простих речовин зустрічаються Au, Ag, Pt. Цей факт пояснюється термодинамічною нестійкістю металів по відношенню до

впливу навколишнього середовища. Метали вилучають з природних сполук, які називають мінералами або рудами. До складу руди, крім корисних мінералів, входить пуста порода. Руди бувають: оксидні (Fe_2O_3 , Al_2O_3), сульфідні (FeS_2 , MoS_2), хлоридні (NaCl , MgCl_2), карбонатні (CaCO_3 , FeCO_3).

Одержання металів з руд складає задачу металургії, однієї з давніших галузей промисловості. Перша стадія одержання металу – збагачення руди. Внаслідок збагачення дістають рудний концентрат. З рудного концентрату вже отримують метал. Для вилучення металу з концентрату метал треба відновити. У залежності від умов, за яких проводять процес відновлення, розрізняють пірометалургійний і гідрометалургійний методи.

Пірометалургія – це процес добування металів відновленням їхніх сполук за високих температур. Гідрометалургія – це процес добування металів відновленням їхніх сполук у водних розчинах. У якості відновників в пірометалургійних процесах використовуються: кокс (C), карбон(II) оксид, водень, активні метали (Al, Mg, лужні метали). Процес одержання металів за допомогою активних металів називають металотермією (найбільш розповсюджена алюмінотермія). Приклади пірометалургійних процесів:



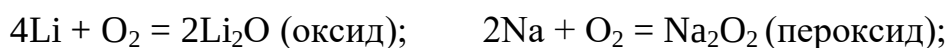
Деякі метали одержують електролізом розчинів чи розплавів. У випадку застосування електролізу розплавів говорять про *піроелектрометалургійні* процеси.

1.5.2 Лужні та лужно-земельні метали

До лужних металів відносять: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr. До лужно-земельних Ca, Sr, Ba, Ra (Be і Mg не відносять до лужно-земельних металів). Електронна будова останнього електронного шару лужних і лужно-земельних металів буде відповідно такою: ns^1 і ns^2 . Ступені окиснення для лужних +1, для лужноземельних +2. Ці метали є активними металами. Ак-

тивність лужних металів перевищує активність лужно-земельних (стоять лівіше в періодичній системі). Найбільш активні з лужних металів – цезій та францій (радіоактивний).

Лужні та лужно-земельні метали реагують з більшістю неметалів. Під час реакції з киснем або киснем повітря утворюються оксиди, пероксиди або супероксиди цих металів:



Пероксиди та супероксиди лужних металів використовуються в засобах індивідуального захисту органів дихання. Вони поглинають вуглекислий газ і виділяють кисень за реакціями:

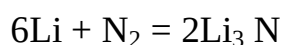


Кисень також виділяється при взаємодії пероксидів та супероксидів з парами води:

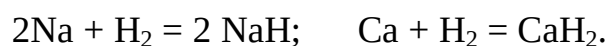


При контакті з повітрям рубідій та цезій самозаймаються в компактному стані, інші у вигляді порошків. Волога сприяє самозайманню, отже, у вологому повітрі горіння виникає легше і скоріше, ніж у сухому.

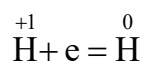
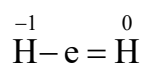
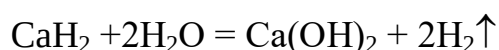
Літій за звичайних умов реагує з азотом з утворенням нітриду літію:



Під час нагрівання з воднем лужні та лужно-земельні метали утворюють гідриди:

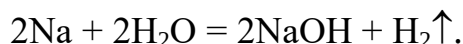


У гідридах Гідроген має ступінь окиснення -1 . Гідриди пожежонебезпечні речовини, вони, як і самі лужні та лужно-земельні метали, бурхливо реагують з водою:



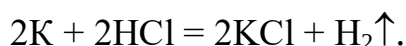
Водень, що виділяється під час реакції, займається. У разі взаємодії великої кількості гідриду та води може статися вибух.

Особливу увагу фахівцям з пожежної безпеки треба привернути до того факту, що лужні та лужноземельні метали *інтенсивно реагують з водою*. При цьому, у залежності від активності металу, водень може: виділятися відносно спокійно (Li, лужно-земельні метали), займатися (Na, K), або вибухати (Rb, Cs).

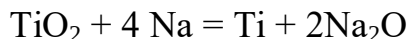


Звідси випливає правило: *при гасінні приміщень, у яких знаходяться лужні та лужно-земельні метали, неможна використовувати воду*.

Ще більш інтенсивно, ніж з водою, лужні та лужно-земельні метали реагують з кислотами:



Лужні та лужно-земельні метали відновлюють менш активні метали з їх оксидів:



Гідроксиди лужних та лужноземельних металів – є сильними основами, їх називають “лугами”.

Лужні метали (Na, K) використовують у великих кількостях як теплоносії в деяких типах атомних реакторів. Зі сполук лужних та лужноземельних металів найчастіше використовуються такі: хлорид натрію (NaCl) – кухонна сіль, натрій гідрогенкарбонат (стара назва натрій бікарбонат) – NaHCO_3 – питна сода, Na_2CO_3 – кальцинована сода, NaOH – каустична сода, K_2CO_3 – поташ. Сполуки калію (сульфат, хлорид, нітрат) широко застосовуються як калійні добрива. Нітрати та перхлорати цих металів використовуються як окисники у твердих ракетних паливах та сумішевих вибухових речовинах.

Сполуки кальцію широко застосовуються в будівництві: CaCO_3 – крейда, вапняк, мармур; CaO – вапно; $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ – гіпс. Будівельний

гіпс є повітряною в'язучою речовиною, яку одержують за допомогою термообробки гіпсового каменю при 110-180°C:



При змішуванні будівельного гіпсу з достатньою кількістю води утворюється пластичне тісто, яке починає швидко густіти і твердіти, завдяки реакції, зворотної до процесу гідратації.



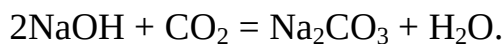
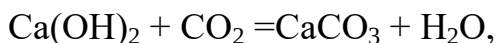
Кальцій також входить до складу цементів та глин.

Вода, що містить велику кількість сполук кальцію та магнію, називається *твердою*. При кипінні такої води утворюється *накип*.

Сполуки лужних та лужно-земельних металів використовуються в пожежній справі. NaHCO_3 – є основою вогнегасного порошку ПСБ–З; Na_2CO_3 – входить до складу вогнегасного порошку ПС; суміш NaCl і KCl – основні компоненти порошку ПГС–М; NaHCO_3 є також одним з компонентів газоутворюючої суміші в хімічно-пінних вогнегасниках. У таких вогнегасниках відбуваються такі реакції:



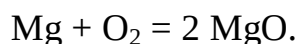
У пожежній справі також використовуються деякі луги як адсорбенти вуглекислого газу в протигазах (хімічні поглиначі вапняні). У них відбуваються реакції:



1.5.3 Важкі та легкі конструкційні метали (Be, Mg, Al, Ti). Хімічні властивості заліза

До легких конструкційних металів відносять метали, густина яких менше ніж 5000 кг/м³. Найбільш важливими з них є: *Be, Mg, Al, Ti*. Магній та багато його сплавів є корозійно нестійкими. Алюміній та особливо титан і берилій є дуже корозійно стійкими металами. Ці метали мають такі

ступені окиснення: *Mg* і *Be* – +2; *Al* – +3; *Ti* – +2,+3,+4. Виходячи з положення металів в ряду активності, можна зробити висновок, що всі легкі конструкційні метали досить активні (йдуть після лужних та лужно-земельних металів). Але завдяки наявності у цих металів (крім магнію) міцної захисної плівки на поверхні, вони по відношенню до кисню, води, кислот та лугів ведуть себе не досить активно. З киснем повітря легко реагує магнієвий порошок і стружка:

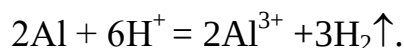
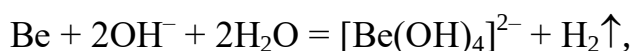


Легкі конструкційні метали у вигляді дрібного порошку (пудри) здатні до самозаймання при контакті з повітрям. Тому пудру з цих металів виготовляють у середовищі інертного газу і потім перетирають з речовиною, яка на поверхні металу утворює плівку (звичайно з парафіном).

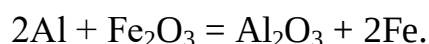
З водою реагує тільки магній, під час кипіння води:



Берилій та алюміній – типові амфотерні метали, вони реагують з речовинами кислот (у випадку відсутності пасивування) та лугів:

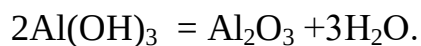


Магній та алюміній відновлюють багато металів з їх оксидів:



Тому ці метали використовуються в *металотермії*.

Широко використовується як адсорбент *алюмогель*, який одержують шляхом обережного нагрівання $\text{Al}(\text{OH})_3$:



У пожежній справі застосовується сульфат алюмінію як кислотний компонент газогенеруючого складу:

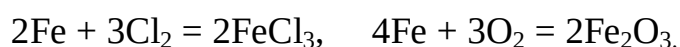


$\text{Al}(\text{OH})_3$ і $\text{Mg}(\text{OH})_2$ використовуються як наповнювачі пластичних мас, які знижують їх пожежну небезпечність.

До важких конструкційних металів відносять такі, густина яких перевищує 5000 кг/м^3 . Це такі метали: залізо, манган, хром, мідь, цинк, нікол, станум і деякі інші.

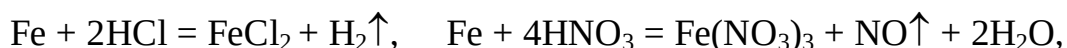
Найбільш важливим з них є залізо (елемент Ферум) – перший метал за рівнем виробництва. Сплави заліза з карбоном називають *чавунами*, якщо вміст Карбону перевищує 2,14%, і *сталями* при меншому вмісті Карбону. У своїх сполуках Ферум проявляє ступені окиснення +2 і +3. Згідно з положенням в ряду активності ферум є металом *середньої активності*.

Залізо реагує з деякими неметалами при нагріванні:

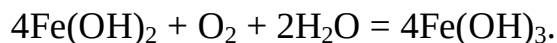


Дрібні порошки заліза можуть займатися при контакті з повітрям (пірофорне залізо).

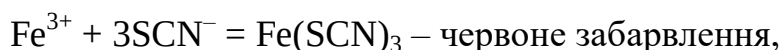
Реакція з кислотами відбувається з помірною швидкістю:



але в концентрованих нітратній та сульфатній кислотах залізо пасивується. Сполуки двовалентного Феруму легко окислюються киснем повітря до сполук зі ступенем окиснення +3:



На виявлення іонів Феруму є якісні реакції. На тривалентний Ферум:



На двовалентний Ферум:



Іони феруму Fe^{3+} є помірно сильними окисниками:



Остання реакція використовується для травлення міді та її сплавів.

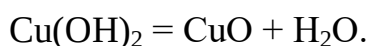
Оксиди та гідроксиди Феруму виявляють амфотерні властивості. Двовалентні сполуки Феруму виявляють переважно основні властивості. А

оксид та гідроксид тривалентного Феруму проявляють більш виражені амфотерні властивості.

Зі сплавів заліза виробляють більшість машин і будівельних конструкцій.

Для інших важких конструкційних металів стисло розглянуто загальні характеристики та деякі особливості: міді, марганцю, ніколю та хрому.

Мідь (елемент *Купрум*) відносять до відносно малоактивних металів, вона в ряду активності знаходиться після Гідрогену. Тому мідь не окиснюється іонами Гідрогену, але легко реагує з азотною та концентрованою сірчаною кислотою. Сплави міді (бронзи, латуні) досить корозійностійкі. Найбільш поширені сполуки Купруму, у яких її ступінь окиснення дорівнює +2. Однією з найбільш поширених сполук Купруму є мідний купорос ($\cdot\text{CuSO}_4\cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Гідроксид купруму(II), на відміну від більшості інших гідроксидів, легко розкладається під час невеликого нагрівання:



Мідь, завдяки високій електропровідності, широко використовується для виготовлення дротів.

Особливістю Мангану є його можливість перебувати у багатьох ступенях окиснення: +2, +3, +4, +6, +7. У ступенях окиснення +4, +6, +7 Манган проявляє властивості сильного окисника (MnO_2 , KMnO_4 , K_2MnO_4). Оксиди та гідроксиди мангану (+2) і (+3) проявляють основні властивості, відповідні сполуки Mn(+4) – амфотерні, а сполуки Mn (+6, +7) – кислотні властивості. Так, оксиду мангану (+7) відповідає кислота HMnO_4 , солі якої використовуються як сильні окисники (KMnO_4 – перманганат калію або марганцівка використовується в медицині).

Нікол – згідно з положенням в ряду активності, метал середньої активності, але, завдяки здатності пасивуватися нікель у багатьох випадках є дуже стійким до корозій матеріалом. Основним ступенем окиснення Нікелю є +2.

Хром, подібно до марганцю, може знаходитися в багатьох ступенях окиснення: +2, +3, +6. Сполуки хрому (+6) – сильні окисники. Найчастіше з них в якості окисника використовується біхромат калію ($K_2Cr_2O_7$). Сплави заліза з нікелем і хромом **дуже корозійностійкі, вони є основою нержавіючих сталей.**

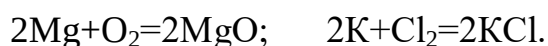
1.5.4 Загальна характеристика неметалів

З точки зору хімії, неметали – це елементи, які мають велику здатність до приєднання електронів. Кількісною характеристикою неметалічних властивостей є спорідненість до електрону. Неметали мають велику спорідненість до електрону. Неметалічні властивості також можна характеризувати величиною електронегативності: неметали мають великі електронегативності. Флуор вважається елементом з найбільшими неметалічними властивостями. До неметалів також відносять інертні (благородні гази), незважаючи на те, що вони практично не можуть приєднувати електрони.

У періодичній системі неметалів значно менше, ніж металів. Вважається, що в періодичній системі тільки 22 елементи, які відносять до неметалів. Неметалічні властивості в групах періодичної системи збільшуються знизу до верху, а в періодах – з початку до кінця періоду.

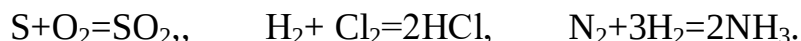
Фізичні властивості неметалів. Серед неметалів є гази (H_2 , N_2 , F_2 , Cl_2), рідини (Br_2) та тверді речовини (S , C , I_2 , As). Неметали, на відміну від металів, погано проводять тепло та електричний струм (за винятком графіту). Це пояснюється відсутністю у них вільних електронів. Більшість неметалів, що знаходяться у твердому стані, крихкі. Багато неметалів здатні розчинятися в органічних розчинниках.

Хімічні властивості неметалів. Типові неметали легко взаємодіють з металами:



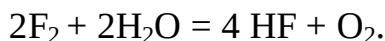
При цьому утворюються сполуки з іонним зв'язком.

Різні неметали можуть реагувати і між собою:

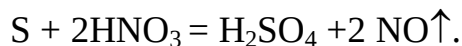


При цьому утворюються сполуки з ковалентним типом зв'язку.

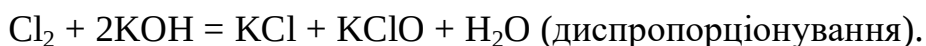
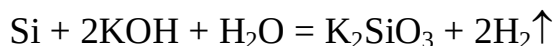
Більшість неметалів не реагують з водою, а лише розчиняються в ній. Інтенсивно реагує з водою фтор:



Завдяки тому, що неметали важко віддають електрони, вони не можуть окислюватися іонами водню. Але нітратна та деякі інші кислоти, які мають сильні окиснювальні властивості, можуть окиснювати деякі неметали:



Деякі неметали можуть реагувати з розчинами лугів:



Характерною особливістю більшості неметалів є утворення ними простих або складних аніонів і невелика здатність, на відміну від металів, утворювати катіони.

1.5.5 Хімічні властивості Оксигену. Самозаймання речовин при контакті з киснем повітря

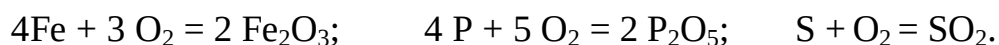
Оксиген – найпоширеніший елемент у хімічному складі земної кори, його вміст становить 47 мас.%. Кисень – проста речовина, утворена Оксигеном міститься в атмосферному повітрі (21 об.%), але більша частина знаходиться у зв'язаному стані. Оксиген входить до складу води, силікатів, алюмосилікатів, сполук тваринного і рослинного походження. Крім O_2 в повітрі (в основному на висотах 20-30 км) у невеликих кількостях міститься алотропна модифікація Оксигену – O_3 (озон), який має велике значення, оскільки затримує короткохвильове випромінювання сонця, яке є дуже небезпечним для всіх живих організмів.

Основним ступенем окиснення Оксигену є -2 . У пероксидах він має ступінь окиснення -1 (H_2O_2 , Na_2O_2), у супероксидах $-0,5$, а в сполучі із Флуором $+2$ і $+1$ (OF_2 , O_2F_2).

Оксиген – типовий активний неметал. За реакційною здатністю він поступається тільки галогенам. Взаємодія багатьох речовин з киснем має характер горіння. При цьому кисень виступає в якості окисника. Для дихання людей та тварин потрібний кисень. При суттєвому зменшенні вмісту кисню в повітрі дихання стає неможливим. Зменшення концентрації кисню в повітрі до 12-14% припиняє процес горіння більшості речовин. На цьому явищі побудовано і один з методів гасіння – метод флегматизації. Як флегматизатори використовують негорючі гази: CO_2 , N_2 , Ar , пари води.

З більшістю простих речовин кисень реагує безпосередньо за звичайних умов або при нагріванні. З киснем практично не реагують інертні (благородні) гази, благородні метали, галогени та азот.

Більшість металів та неметалів енергійно сполучається з киснем:



При горінні складних речовин у кисні або повітрі у випадку достатньої кількості кисню утворюються здебільшого вищі оксиди (у випадку Сульфуру – SO_2). За наявності в речовині Нітрогену утворюється N_2 (NO може утворюватися в невеликих кількостях при температурі вище 1550°C). За наявності в молекулі Хлору утворюється HCl , а якщо в цій речовині немає Гідрогену – утворюється Cl_2 .

У випадку недостатньої кількості кисню по відношенню до кількості горючої речовини можуть утворюватися продукти неповного згоряння (C , CO , нижчі оксиди).

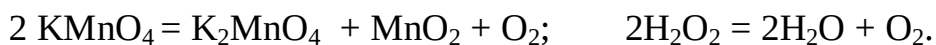
Реакції взаємодії з киснем відбуваються з різними швидкостями. Повільне окиснення органічних речовин називається «гниттям». Окиснення, що відбувається інтенсивно з виділенням великої кількості тепла та випромінюванням світла, називається «горінням». Процес окиснення, який

супроводжується помірним розігрівом за відсутності полум'я, називається «тлінням».

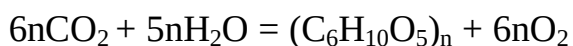
Деякі речовини при контакті з киснем повітря самозаймаються. Самозаймання – початок горіння в результаті самоініційованих екзотермічних процесів, які виникають без впливу джерела запалювання. Речовини, які здатні самозайматися при контакті з повітрям і мають температуру самонагрівання нижче за 50⁰С, називають «пірофорними». До цієї групи речовин можна віднести: прості речовини, які мають високу хімічну активність (рубідій, цезій; цинкову, магнієву та алюмінієву пудру; білий фосфор), деякі металоорганічні та елементоорганічні сполуки (C₂H₅Na, (C₂H₅)₃Al, P₂H₄, SiH₄), пірофорне сірчисте залізо, деякі масла та жири. Деякі з перелічених речовин займаються дуже швидко після контакту з повітрям, інші – через тривалий проміжок часу (масла та жири). Механізми процесів самозаймання розглянуті при вивченні властивостей окремих елементів.

При змішуванні деяких оксигенвмісних сполук з відновниками може відбуватися самозаймання сумішей. Такі реакції характерні для деяких вищих оксидів (Mn₂O₇, Cl₂O₇, CrO₃) і пероксидів (H₂O₂, Na₂O₂).

У промисловості кисень отримують з повітря або з води (електролізом). У лабораторії кисень отримують шляхом розкладання деяких солей або пероксиду гідрогену:



У природі кисень утворюється в зелених рослинах під дією сонячного світла в результаті реакції фотосинтезу:



Цікаво, що зміна енергії Гіббса для цієї реакції позитивна ($\Delta G > 0$), а йде ця реакція зі збільшенням енергії Гіббса, завдяки зовнішньому джерелу енергії – сонячному світлу.

Кисень широко використовується в різних галузях людського життя: у металургії – для кисневого дуття, у ракетних двигунах (рідкопаливних)

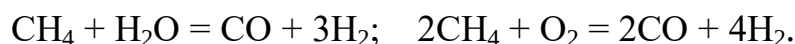
як один з найефективніших окисників. Озон використовується для обробки питної води замість хлору. У пожежній справі кисень використовується як компонент газу для дихання в ізолюючих протигазах. З цією ж метою кисень використовується в медицині.

Оксиген входить до складу великої кількості неорганічних і органічних сполук. Тому відповідні реакції розглядаються при вивченні хімічних властивостей відповідних елементів.

1.5.6 Хімічні властивості Гідрогену, галогенів, Сульфуру, Нітрогену, Фосфору, Карбону та Силіцію

Гідроген належить до найбільш розповсюджених елементів. У хімічному складі земної кори масова частка Гідрогену становить близько 1%. В атмосфері вміст Гідрогену дуже малий (10^{-5} мас.%). Гідроген – найбільш розповсюджений елемент у космосі, він складає більшу частину мас зірок і міжзоряного газу. На Землі основна кількість Гідрогену перебуває у зв'язаному стані. Гідроген входить до складу води, тварин і рослин, нафти, природного газу, багатьох мінералів.

У промисловості водень добувають з природного газу за високих температур:



Ці процеси називаються “пароводяною” та “кисневою конверсією метану”. Методом добування водню високого ступеня чистоти є електроліз води.

У хімічних лабораторіях водень добувають в апаратах Кіппа, діючи за реакціями:



Водень – безбарвний газ, без запаху, найлегший з усіх газів. При температурі $-252,6^\circ\text{C}$ водень переходить у рідкий стан. Рідкий водень застосовується як паливо для ракетних двигунів.

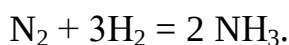
Атоми Гідрогену існують у вигляді трьох нуклідів: Протію ^1H , Дейтерію $^2\text{H}(\text{D})$ і Тритію $^3\text{H}(\text{T})$. Протій і Дейтерій – стабільні ізотопи. Нормальний ізотопний склад відповідає співвідношенню $\text{D}/\text{H}=1/6800$ (за числом атомів). Тритій – радіоактивний елемент, його вміст в атмосфері і земній корі дуже малий.

Основні ступені окиснення Гідрогену $+1$ і -1 . За властивостями він частково подібний до лужних металів, але більш подібний до галогенів, тому в періодичній системі елементів він займає двоїсте положення (розміщується в I і VII групах). За звичайних умов активність водню невелика. За звичайних умов або при нагріванні він реагує з багатьма неметалами:

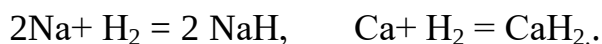


Суміш водню з киснем у співвідношенні об'ємів, близькому до $2:1$, називається “гримучим газом”, оскільки при підпалюванні сильно вибухає.

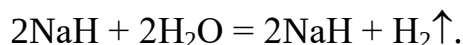
З азотом водень реагує за високого тиску і температури та наявності каталізатора:



Водень реагує з активними металами, при цьому утворюються сполуки, в яких водень має ступінь окиснення -1 (гідриди металів):

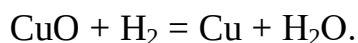


Гідриди металів бурхливо реагують з водою з виділенням водню, який в більшості випадків займається або вибухає:



Такі властивості гідридів металів роблять їх пожежонебезпечними.

Водень використовують як відновник, за допомогою нього можна відновити ряд неактивних металів :



Водень як проста речовина у великих кількостях використовується в хімічній промисловості, зокрема для синтезу хлороводню, аміаку, метанолу, в металургії – для відновлення деяких металів, в харчовій промисловості – при одержанні маргарину. Водень може стати універсальним еко-

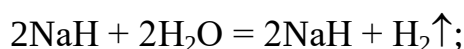
логічно чистим джерелом енергії, оскільки під час його згоряння майже не утворюється шкідливих речовин.

Однією з найпоширеніших сполук Гідрогену є вода. Завдяки доступності води та її властивостям, вона використовується як основний засіб для пожежогасіння. Вода термічно дуже стабільна речовина – вона починає розкладатися на водень і кисень при температурі вище 2000 °С. Вода має велику теплоємність та теплоту випаровування, що робить її ефективним охолоджуючим засобом. Пари води не підтримують горіння і мають помірну флегматизуючу дію. Крім того, вода – найбільш дешевий і доступний засіб гасіння.

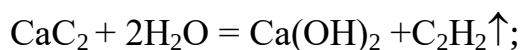
Але у води є ряд негативних для пожежогасіння властивостей. Висока температура замерзання (0°C) викликає ускладнення при застосуванні води за низьких температур. Особливо небезпечною для обладнання є властивість води при замерзанні розширятися. Вода має великий поверхневий натяг та невелику в'язкість, що призводить до поганого змочування деяких поверхонь та швидкого стікання води з вертикальних поверхонь. Вода та водні розчини проводять електричний струм, що призводить до обмежень при застосуванні води при гасінні електрообладнання. До негативних властивостей води можна віднести й її здатність викликати корозію металів. Крім того, воду не можна використовувати для гасіння речовин, з якими вона активно реагує. Це лужні та лужно-земельні метали:



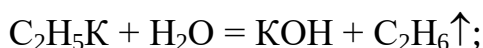
гідриди металів:



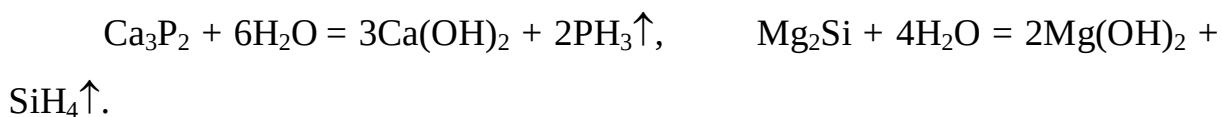
деякі карбіди металів:



деякі метало- та елементоорганічні сполуки:



фосфіди і силіциди різних металів:



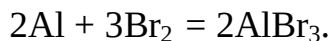
Наведені вище реакції відбуваються з виділенням великої кількості тепла та горючого газу, який може самозайматися.

Але контакт деяких речовин з водою теж може викликати займання, навіть якщо ці речовини і продукти взаємодії їх з водою не є горючими речовинами. Оксиди і пероксиди активних металів взаємодіють з водою з виділенням великої кількості тепла. Якщо така реакція відбувається за наявності горючих матеріалів, то ці речовини завдяки їх розігріву можуть зайнятися.

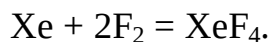
Компактними струменями води також не можна гасити органічні речовини, з якими вода не змішується і які мають меншу густину, ніж вода, тому що вони спливають, і горіння може в деяких випадках посилюватися.

Хімічні властивості галогенів. Галогени знаходяться в сьомій групі періодичної системи елементів. До них належать Флуор, Хлор, Бром, Йод і Астат. Флуор як найбільш електронегативний елемент проявляє в сполуках тільки одну ступінь окиснення -1 . Решта галогенів виявляють ступені окиснення від -1 до $+7$. Велика здатність галогенів до приєднання електронів характеризує їх як типові неметали.

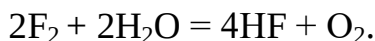
Галогени реагують з більшістю металів. Причому з активними металами реакції відбуваються бурхливо:



Галогени також реагують з неметалами. Фтор реагує з усіма неметалами, за винятком O_2 , He , Ne , Ar . Так, інертний газ ксенон горить у середовищі фтору:



У середовищі фтору горить навіть вода:



Фтор – дуже токсичний газ світло-зеленого кольору з різким запахом. Він надзвичайно хімічно активний, реагує з більшістю простих та складних речовин. Зі сполук фтору найбільш важливими є фтороводень (HF) та його солі. Розчин HF у воді називається плавиковою (фторидною) кислотою. Вона відрізняється від інших галогеноводневих кислот здатністю роз'їдати скло. За силою HF більш слабка, ніж інші галогеноводневі кислоти.

Хлор – жовто-зелений газ з різким запахом, отруйний. Подібно до фтору, реагує з багатьма простими та складними речовинами, але його активність трохи менша. Хлороводень (HCl) – газ, який добре розчиняється у воді. Водний розчин хлороводню називають соляною (хлоридною) кислотою, яка дисоціює в розчині повністю. Солі хлоридної кислоти в більшості розчинні у воді (крім AgCl, PbCl₂), деякі з них використовуються як засоби пожежогасіння (NaCl, KCl як компоненти порошкових засобів пожежогасіння). Хлор утворює багато оксигенвмісних сполук (оксиди – Cl₂O, ClO₂, ClO₃, Cl₂O₇; кислоти – HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄). Багато з таких сполук є окисниками, вони використовуються як компоненти в піротехнічних генераторах вогнегасних аерозолів (KClO₃, KClO₄).

Бром – летка коричнева рідина, при потраплянні на шкіру викликає дуже сильні опіки. Пари броду дуже токсичні. Бромоводень – газ, який добре розчиняється у воді. У водних розчинах HBr дисоціює повністю.

Йод – темно-фіолетова тверда речовина, у хімічних реакціях може проявляти як окисні, так і відновні властивості.

Галогени в лабораторії одержують окисненням галогенідів:

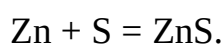


Бром- та йодпохідні вуглеводнів (хладони, фреони) є ефективними інгібіторами горіння, але завдяки їх руйнуючому впливу на атмосферний озон більшість з них для використання заборонена.

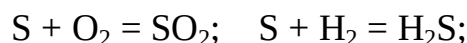
Хімічні властивості Сульфуру. Атом Сульфуру, як і Оксигену, в зовнішньому електронному шарі містить шість електронів, два з яких є неспа-

реними. Але, на відміну від атому Оксигену, в атомі Сульфуру є незаповнені 3d орбіталі, тому при збудженні атоми Сульфуру можуть містити до шести неспарених електронів. Для Сульфуру характерні ступені окиснення: -2; +4; +6.

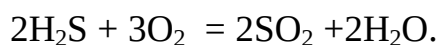
Сульфур існує у вигляді кількох алотропних видозмін. За кімнатної температури термодинамічно стійкою є ромбічна сірка. Молекула ромбічної сірки складається з 8 атомів, які замкнені у кільце. Сірка є типовим неметалом середньої активності, з активними металами вона сполучається за кімнатної температури, з іншими – у разі нагрівання:



Сірка також реагує з багатьма неметалами:

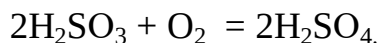


Ступінь окиснення -2 Сульфур проявляє в сірководні (H_2S). Сірководень – безбарвний, дуже токсичний газ, з запахом тухлих яєць. Горить сірководень на повітрі блакитнуватим полум'ям:



У водному розчині H_2S – слабка кислота (сульфідна кислота). Солі сульфідної кислоти, як і вона сама, є сильними відновниками.

Ступінь окиснення +4 Сульфур проявляє в оксиді сульфуру(IV) (SO_2), сульфитній кислоті (H_2SO_3) та її солях (сульфітах). H_2SO_3 – у водних розчинах двоосновна кислота середньої сили, дуже нестійка сполука, вона існує тільки у водних розчинах. Її розчини, як і розчини її солей, легко окиснюються киснем повітря:



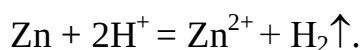
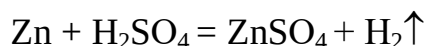
Ступінь окиснення +6 Сульфур проявляє в оксиді сульфуру(VI) (SO_3), у сульфатній (сірчаній) кислоті (H_2SO_4) та її солях (сульфатах). H_2SO_4 – це безбарвна олійста речовина з густиною $1,84 \text{ г/см}^3$, при потрапленні на шкіру викликає сильні опіки. При змішуванні сульфатної кислоти з водою виділяється велика кількість тепла. Якщо воду додавати до концентрованої H_2SO_4 , вода закипає та розбризкується, тому при приготуванні

розчинів H_2SO_4 кислоту додають до води, а не воду до кислоти. Такі властивості сульфатної кислоти треба враховувати при гасінні приміщень, у яких зберігається велика кількість концентрованої кислоти.

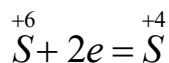
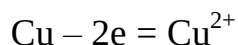
Сульфатна кислота багатотонажний продукт хімічної промисловості: вона використовується у виробництві добрив, для очищення нафтопродуктів, в органічному синтезі, в гідрометалургійних процесах. У промисловості її одержують за реакцією:



У воді сульфатна кислота повністю дисоціює за першим ступенем, за другим ступенем ця кислота середньої сили. Розведена сульфатна кислота реагує з металами, завдяки наявності в розчині іонів Гідрогену:



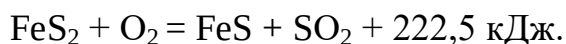
Концентрована сульфатна кислота більш сильний окисник, ніж розведена. Вона окиснює метали, що стоять в ряду активності після водню (крім золота та платини). Електроноактивним елементом при цьому виступає Сульфур. Зі ступеня окиснення +6 він може відновлюватися до ступенів окиснення +4, 0, -2. Ступінь відновлення сірки залежить від концентрації кислоти, температури та активності металу:



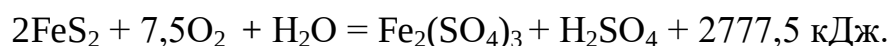
Але деякі метали (Fe, Al, Cr) пасивуються при контакті з концентрованою сульфатною кислотою.

Концентрована сульфатна кислота – сильний водовіднімаючий засіб, вона віднімає воду від целюлозних матеріалів, цукру та хімічно зв'язану воду від багатьох органічних і неорганічних речовин.

Сірководневі солі феруму (сульфіди і полісульфіди: FeS, FeS₂, Fe₂S₃) здатні займатися при контакті з повітрям. Так, процес окиснення природного мінералу піриту (FeS₂) супроводжується виділенням тепла:

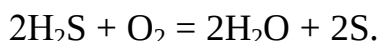


Окисненню піриту сприяє волога, реакція у цьому випадку відбувається таким чином:

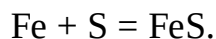


Сульфат феруму(+3), що утворюється, збільшується в об'ємі, спричиняє розтріскування піриту і його подрібнення, при цьому збільшується площа контакту осаду з окисником, що призводить до зростання швидкості реакції та сприяє процесу самозаймання.

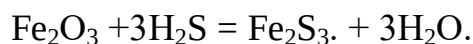
Сульфіді феруму також можуть утворюватися в різній технологічній апаратурі, у якій обробляються або зберігаються продукти, що вміщують сірководень або інші сульфурвмісні сполуки. Вони являють собою більшу небезпеку, ніж пірит, тому що їх самозаймання часто відбувається в суміші повітря з горючими парами та газами. Механізм виникнення сульфідів феруму залежить від температурних умов. Якщо температура в апараті вище за температуру дисоціації сірководню (590 К), сульфіді феруму утворюються при взаємодії заліза з елементарною сіркою, що утворилась внаслідок розкладання сірководню або інших сульфурвмісних сполук:



Сірка, що виділилася, сполучається із залізом, утворює пірофорний сульфід феруму:



Пірофорні сполуки утворюються і при більш низьких температурах. При цьому сірководень реагує з продуктами корозії заліза:



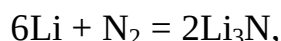
Причиною самозаймання сульфідів є їхня здатність окиснюватися киснем повітря за звичайних температур. Пірофорний осад може накопичуватися на поверхні обладнання. При контакті з повітрям можуть відбу-

ватися реакції окиснення пірофорних сполук з киснем повітря, які супроводжуються значним тепловиділенням, яке може викликати самозаймання пари горючої речовини, що знаходилася в об'ємі резервуара.

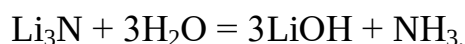
Більшість неорганічних сполук сульфуру є негорючими речовинами. Органічні сульфурвмісні сполуки при горінні в більшості випадків утворюють оксид сірки(IV). Деякі солі сульфатної кислоти використовуються як компоненти порошкових вогнегасних засобів (Na_2SO_4 , MgSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$).

Хімічні властивості Нітрогену та Фосфору. Нітроген і фосфор належать до головної підгрупи п'ятої групи періодичної системи елементів. Обидва елементи є неметалами. Нітроген проявляє всі ступені окиснення від -3 до $+5$, для Фосфора характерні ступені окиснення -3 , $+3$, $+5$.

За звичайних умов азот – безбарвний газ, без запаху. Азот є основною складовою частиною повітря (78% за об'ємом). Він не є отруйною речовиною, але не підтримує дихання. Азот також не підтримує горіння, але за своєю флегматизуючою дією він поступається вуглекислому газу. Молекула азоту складається з двох атомів, які пов'язані потрійним зв'язком. Завдяки цьому, молекула N_2 – найбільш міцна серед двохатомних молекул простих речовин, а газоподібний азот хімічно малоактивний. За звичайних умов азот реагує тільки з літієм:



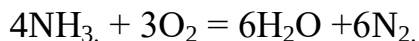
при цьому утворюється нітрид літію. Аналогічна реакція відбувається з іншими активними металами за підвищених температур, тому для гасіння таких металів азот не використовують. При реакції нітридів з водою утворюється аміак:



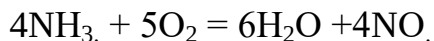
В аміаці та нітридах азот проявляє ступінь окиснення -3 . У промисловості аміак синтезують з азоту і водню при температурі $400-500^\circ\text{C}$, тиску 30 МПа і наявності каталізатора. За звичайних умов NH_3 – безбарвний газ із специфічним запахом (його водний розчин використовують в меди-

чині під назвою “нашатирний спирт”). Аміак добре розчиняється у воді: в 1 об’ємі води розчиняється близько 700 об’ємів аміаку. Концентровані водні розчини аміаку використовуються як добрива.

У повітрі аміак горить з утворенням молекулярного азоту:

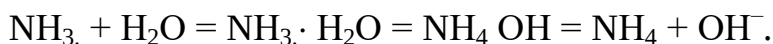


Така сама реакція за наявності каталізатора (паладієво-родієвого) відбувається інакше:

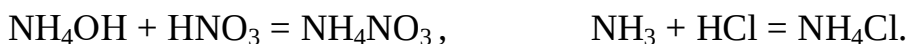


Така реакція використовується в процесі синтезу нітратної кислоти.

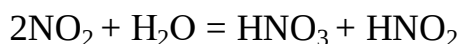
Аміак речовина основного характеру. У водному розчині аміаку встановлюється рівновага:



Традиційно водний розчин аміаку позначають формулою NH_4OH і називають гідроксидом амонію. З кислотами гідроксид амонію дає солі амонію; також солі утворюються при взаємодії газоподібного аміаку:



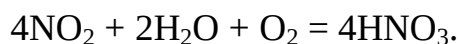
З усіх оксидів нітрогену (N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5) найбільш поширеним є оксид нітрогену(IV). При взаємодії з водою оксиду нітрогену(IV) утворюються дві кислоти (нітратна та нітритна):



Нітратна кислота (HNO_3) є сильною кислотою, яка проявляє окисні властивості завдяки Нітрогену зі ступенем окиснення +5. Вона окиснює метали, що стоять в ряду активності, як до Гідрогену, так і після Гідрогену (крім золота та платини), перетворюючи їх в нітрати. Нітратна кислота при цьому відновлюється до різних продуктів (N_2O , NO , NO_2 , N_2 , NH_4NO_3), залежно від концентрації кислоти, активності металу та температури.

Нітратна кислота, крім металів, окиснює багато неметалів і складних речовин, у тому числі органічних. У випадку концентрованої кислоти реакція з деякими органічними речовинами може спричинити займання цих речовин, а при активному змішуванні великих кількостей речовин – вибух.

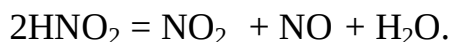
Тому нітратна кислота хоча і не є горючою речовиною – є пожежонебезпечною сполукою. У промисловості нітратну кислоту добувають за реакцією:



Нітратна кислота є багатотонажним продуктом хімічної промисловості. Більша її частина використовується під час виробництва азотних добрив. Найбільш поширеними азотними добривами є селітри – калієва, натрієва та аміачна (KNO_3 , NaNO_3 , NH_4NO_3), солі амонію $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, сечовина $(\text{CO}(\text{NH}_2)_2)$.

Солі нітратної кислоти – нітрати, завдяки наявності в їх складі атому Нітрогену в ступені окиснення +5 теж проявляють окисні властивості. Їхні суміші з відновниками можуть інтенсивно горіти або вибухати. Так, суміш нітрату калію з вугіллям та сіркою відома зі стародавніх часів як “чорний порох”. Нітрати використовуються як компоненти в піротехнічних генераторах вогнегасних аерозолів ($\text{KNO}_3, \text{NH}_4\text{NO}_3$).

Нітритна кислота (HNO_2) – нестійка сполука, відома лише в розчині. При нагріванні легко розкладається:

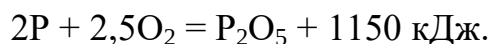


Нітритна кислота та її солі (нітрити), завдяки наявності атому Нітрогену з проміжним ступенем окиснення (+3), може виявляти як окисні, так і відновні властивості. У водних розчинах нітритна кислота є слабким електролітом, тому її солі гідролізуються.

Нітроген утворює також слабку азидну кислоту HN_3 . Її солі азиди мають низьку термічну стійкість. Азиди малоактивних металів розкладаються з вибухом під час удару (азидом плюмбуму наповнюють капсули-детонатори).

Фосфор, на відміну від Нітрогену, тверда речовина. Він має кілька алотропних видозмін. Найбільш вивчені з них білий, червоний та чорний. Білий фосфор утворюється при конденсації пари фосфору, його молекула складається з чотирьох атомів. Білий фосфор пожежонебезпечний і дуже

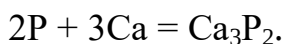
отруйний. При контакті з повітрям за звичайних умов білий фосфор самозаймається. Це пояснюється тим, що на повітрі він інтенсивно окиснюється:



Унаслідок цієї реакції він швидко самонагрівається та займається. Для ізоляції білого фосфору від повітря його зберігають під шаром води, з якою він не реагує. Білий фосфор добре розчиняється у легколеткій рідині – сірковуглеці (CS_2). Такі розчини використовуються як запальні: після змочування ними горючих речовин відбувається випарування сірковуглецю, а фосфор, що залишається на поверхні тонким шаром, швидко окиснюється та самозаймається. При цьому займається і горюча речовина.

Червоний і чорний фосфор значно менш активні, ніж білий фосфор.

Найбільш поширені ступені окиснення фосфору -3 ; $+3$; $+5$, причому з них найбільш стійкий $+5$. Ступінь окиснення -3 Фосфор проявляє в сполуках з металами (фосфідах) та гідрогеном (PH_3 – фосфін). Фосфіди утворюються при взаємодії металів з фосфором:



Фосфіди при взаємодії з водою або кислотами дають фосфін:



Фосфор легко окиснюється в повітрі до P_2O_3 , а в кисні – до P_2O_5 :



З Оксигеном Фосфор утворює два оксиди – P_2O_3 і P_2O_5 . При взаємодії з водою вони утворюють, відповідно, фосфітну (H_3PO_3) і ортофосфатну (фосфатну) кислоти (H_3PO_4):



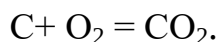
У водних розчинах фосфатна кислота є кислотою середньої сили (за першим ступенем). Солі фосфатної кислоти (фосфати) у великих кількостях використовуються як добрива. Гідрофосфати амонію використовуються як компоненти порошкових засобів пожежогасіння (П-1А, ПФ), во-

ни, крім інгібіруючої дії на полум'я, гальмують процес горіння, завдяки утворенню на поверхні, що горить, ізолюючої плівки розплаву.

Хімічні властивості Карбону та Силіцію. Карбон і Силіцій відносяться до головної підгрупи четвертої групи періодичної системи елементів. Більшість сполук Карбону вивчаються в розділі “Органічна хімія”, до неорганічних сполук традиційно відносять оксиди Карбону (CO – чадний газ, CO₂ – вуглекислий газ), карбонатну (вугільну) кислоту та її солі, а також сполуки Карбону з металами – карбіди. Відомі також неорганічні сполуки Карбону – карбоніли.

Карбон утворює декілька алотропних модифікацій: алмаз, графіт, карбін і полікумулен, з яких найбільш поширеною є графіт. Широко зустрічається також аморфний вуглець. Вуглець за звичайних умов – мало-активна речовина, але його активність значно підвищується із зростанням температури. З різних модифікацій Карбону найактивнішою є аморфна, менш активним є графіт і ще менш активним – алмаз.

При спалюванні вугілля, основною складовою частиною якого є карбон, відбувається реакція:

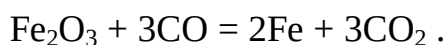


Вуглець також безпосередньо реагує із флуором і при сильному нагріванні в присутності каталізатора з воднем:

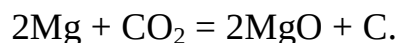


Ступінь окиснення Карбону в його сполуках буває: –4, +2, +4. Карбон в неорганічних сполуках може знаходитися в таких станах гібридизації: sp, sp², sp³, яким відповідає координаційне число, відповідно, 2, 3, 4.

Карбон(II) оксид – безбарвний газ без запаху, дуже отруйний. Він може утворюватися під час пожежі в умовах недостатньої кількості кисню. Чадний газ не поглинається у звичайних протигазах, що викликає потребу використовувати ізолюючі протигази. CO – за підвищених температур сильний відновник, що використовується в металургійних процесах:



Карбон(IV) оксид (вуглекислий газ) – безбарвний газ із слабким кислуватим запахом, не підтримує горіння та дихання. Велика кількість вуглекислого газу небезпечна для людського організму: вже через наявність 7% CO₂ у повітрі людина непритомніє, а за наявності 20% CO₂ настає параліч органів дихання. Вуглекислий газ є більш ефективним флегматизатором, ніж азот і аргон, тому його використовують як газовий засіб пожежогасіння у вогнегасниках типу ВВ. У цих вогнегасниках CO₂ під тиском 5-20 МПа переходить у рідкий стан. Під час роботи вогнегасника вуглекислий газ, що виходить під тиском з вогнегасника, завдяки інтенсивному випаровуванню та розширенню охолоджується і частково переходить у твердий стан (сухий лід). Він припиняє доступ повітря до осередку загоряння і одночасно охолоджує його, це приводить до припинення процесу горіння. Але найбільш активні метали можуть горіти у вуглекислому газі:

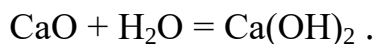


Тому CO₂ не можна використовувати для гасіння таких металів.

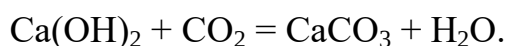
При взаємодії CO₂ з водою утворюється слабка і нестійка двохосновна карбонатна (вугільна) кислота – H₂CO₃. Солі карбонатної кислоти – карбонати – переважно нерозчинні у воді (крім солей лужних металів та амонію). Нерозчинні у воді карбонати при нагріванні розкладаються на вуглекислий газ та оксид металу:



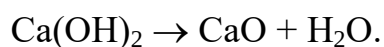
Ця реакція використовується для добування негашеного вапна (CaO). При взаємодії його з водою (процес гасіння) одержують гашене вапно:



Гашене вапно (пушонка) представляє тістоподібний розчин, який при висиханні та взаємодії з вуглекислим газом поступово твердіє, завдяки процесу:

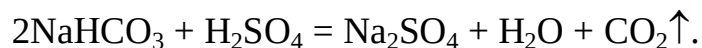


Такі властивості вапна дозволяють використовувати його як в'язучий засіб у будівництві. Воно входить до складу будівельних розчинів для кам'яної кладки і штукатурки. Вапно також застосовується при виготовленні силікатної цегли (8-10% вапна + 90-92% піску та близько 7% води від маси сухої суміші). Силікатна цегла – один з найбільш поширених силікатних виробів, що використовуються в будівництві. Конструкції з силікатної цегли не витримують довгої дії води і температур більше 500⁰С. Вода поступово розчиняє Ca(OH)₂, а при підвищенні температури починається процес дегідратації:



Охолодження водою сильно розігрітих конструкцій із силікатної цегли, що має місце при гасінні пожеж, викликає ще подальше зниження міцності за рахунок вторинного гасіння.

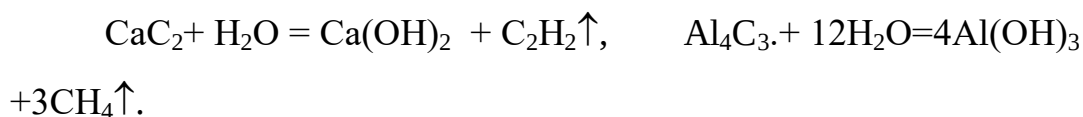
Карбонати лужних металів термічно стійкі – плавляться без розкладання. Найбільш відомими з них є натрій карбонат (Na₂CO₃ – технічна назва “кальцинована сода”) і натрій гідронкарбонат (NaHCO₃ – питна сода). Дрібний гідрокарбонат натрію є основою вогнегасного порошку – ПСБ-3. Водний розчин NaHCO₃ є основою лужної складової в хімічно-пінних вогнегасниках. Кислотна складова хімічно-пінних вогнегасників складається з сульфатної кислоти або її суміші із сульфатом феруму. При роботі таких вогнегасників використовується газоутворююча реакція:



З металами Карбон утворює карбіди, які утворюються при сильному нагріванні вуглецю з металами або оксидами металів:



Під час взаємодії карбідів з водою утворюються відповідні гідроксиди і вуглеводні:



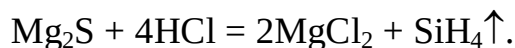
Виділення горючих газів при взаємодії з водою робить карбіди пожежонебезпечними. Крім того, при гасінні карбідів не можна використовувати воду. При взаємодії карбідів активних металів з водою вуглеводні, що виділяються, можуть займатися за звичайних умов.

Карбон входить до складу основних палив. Він складає основну частину викопного вугілля. Так, антрацит містить близько 95%, кам'яне вугілля 75-90%, буре вугілля 65-70% Карбону. Близько 50% Карбону містять торф та деревина. Нафта, нафтопродукти та природний газ також як основну складову частину містять Карбон. При згорянні всіх палив утворюється вуглекислий газ, уміст якого в атмосфері поступово збільшується. Завдяки поглинанню вуглекислим газом теплового випромінювання, що відбивається від поверхні землі, підвищується середня температура навколишнього середовища (парниковий ефект). Це явище може привести до суттєвих змін клімату (глобальне потепління). Це, зі свого боку, може привести до плавлення льоду в Арктиці, Антарктиді та Гренландії та підвищення рівня світового океану (затоплення великих площ суші). Для боротьби з цим явищем світовим співтовариством розробляються заходи для зниження викидів парникових газів.

Силіцій є другим за поширеністю елементом земної кори (26,7%). Основними ступенями окиснення Силіцію є +4 і -4. Ступінь окиснення -4 Силіцій має у сполуках з металами (силіциди) та Гідрогеном (силани). Силіциди утворюються за високих температур при взаємодії простих речовин або оксидів металів з кремнієм:



При взаємодії силіцидів з водою та кислотами утворюється суміш силанів ($\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$), основним серед яких є моносилан – SiH_4 :

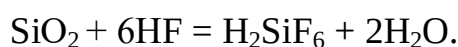


Силан при контакті з повітрям і водою самозаймається:

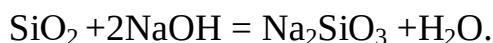


Тому силани є пожежонебезпечними речовинами, які не можна гасити засобами, до складу яких входить вода.

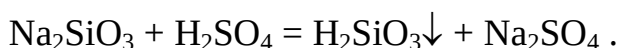
З Оксигеном Силіцій утворює оксид SiO_2 , який є найбільш стійкою сполукою Силіцію. Кристали диоксиду силіцію зустрічаються в природі у вигляді мінералу кварцу. Звичайний пісок – це дрібний SiO_2 з невеликою кількістю домішок. Пісок широко застосовується в будівництві, для виготовлення скла, цементу, кераміки. Пісок з давніх часів використовується як найпростіший засіб пожежогасіння. Диоксид силіцію не реагує з кислотами, крім фторидної (плавикової):



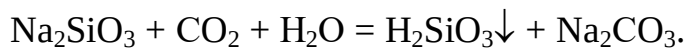
При кімнатній температурі SiO_2 повільно реагує з лугами, у разі нагрівання швидкість реакції збільшується:



Ця реакція показує, що SiO_2 – кислотний оксид. Диоксид силіцію з водою не реагує, тому кислоту, яка відповідає цьому оксиду одержують з солей силікатної кислоти – силікатів:



H_2SiO_3 – це умовна формула силікатної кислоти, яка являє собою драглистий осад – гель змінного складу ($\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$). Силікатна кислота у водних розчинах є дуже слабкою, вона за силою поступається карбонатній кислоті. Водні розчини розчинених силікатів (натрію і калію) на повітрі поступово реагують з вуглекислим газом (процес карбонізації):



При нагріванні гелю силікатної кислоти він поступово втрачає воду і перетворюється на силікагель – дуже порувату речовину. Силікагель використовують як осушник та адсорбент. Силікагель додають у вогнегасні порошкові засоби для попередження злипання цих порошоків (порошки ПСБ-3, П-1А) або використовують як адсорбент для поглинання газоподібних інгібіторів горіння (порошок СИ-2). Водні розчини силікатів натрію та

калію (рідке скло) використовують для протипожежного просочування деревини, тканин та виготовлення вогнезахисних фарб та покриттів. Додавання до води рідкого скла значно підвищує ефективність використання води в пожежогасінні завдяки підвищенню в'язкості таких розчинів та їх здатності прилипати до поверхні твердих матеріалів.

Солі силікатної кислоти – силікати – дуже поширені в природі. Силікати та алюмосилікати складають велику частину земної кори. Природними силікатами є глини, азбест, тальк, слюди, польові шпати, граніти, базальти тощо. До штучних силікатів належать скло, кераміка, цемент, рідке скло.

Приклади розв'язання типових задач за темою 1.5

Задача №1. Дати назву таким сполукам: K_3PO_4 , K_2HPO_4 , $Al(OH)_2Cl$, SO_2 , PCl_3 , $Al(OH)_3$. До якого класу сполук належать ці речовини.

Розв'язання:

K_3PO_4 – калій (орто)фосфат – сіль, K_2HPO_4 – калій гідрогенфосфат – кисла сіль, $Al(OH)_2Cl$ – алюміній дигідроксид хлорид – основна сіль, SO_2 – сульфур (IV) оксид – оксид, PCl_3 – фосфор(III) хлорид, $Al(OH)_3$ – алюміній гідроксид – основа.

Задача №2. Відновлюючи вугіллям сполуку $Fe(CrO_2)_2$ (хромистий залізняк), добувають сплав ферохром, який використовують у металургії. Визначте масову частку хрому в цьому сплаві, вважаючи, що інших компонентів, крім феруму та хрому, він не містить.

Розв'язання:

Вибираємо для розрахунків зразок $Fe(CrO_2)_2$ кількістю речовини 1 моль. З формули сполуки випливає:

$$N(Fe) = n ; n(Fe) = 1 \text{ моль}; N(Cr) = 2n ; n(Cr) = 2 \text{ моль},$$

де $n(\text{Fe})$ і $n(\text{Cr})$ – кількості речовин заліза та хрому, які містяться у вибраному зразку сполуки.

Визначаємо маси заліза та хрому, які будуть добуті з 1 моль $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$:

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}); m(\text{Fe}) = 1 \cdot 56 = 56 \text{ (г)};$$

$$m(\text{Cr}) = n(\text{Cr}) \cdot M(\text{Cr}); n(\text{Cr}) = 2 \cdot 52 = 104 \text{ (г)}.$$

Маса добутого сплаву ферохрому складається з мас двох металів:
 $m(\text{сплаву}) = m(\text{Fe}) + m(\text{Cr}); m(\text{сплаву}) = 56 + 104 = 160 \text{ (г)}$. Обчислимо масову частку хрому в добутому ферохромі:

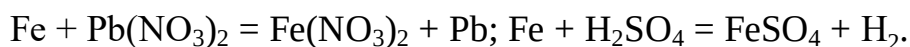
$$w(\text{Cr}) = m(\text{Cr}) / m(\text{сплаву}) = 104 / 160 = 0,65 \text{ або } 65\%$$

Відповідь: $w(\text{Cr}) = 65\%$.

Задача №3. Чи буде взаємодіяти залізо з водними розчинами: 1 М плюмбуму(II) нітрату, сульфатної кислоти, 1 М калій хлориду?

Розв'язання:

Вибираємо електродний потенціал залізного електрода $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ В}$, що більше, ніж стандартний електродний потенціал калієвого електрода $E^\circ(\text{K}^+/\text{K}) = -2,92 \text{ В}$ та менше від електродних потенціалів свинцевого $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ В}$ і водневого $E^\circ(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ В}$ електродів. Отже, залізо не буде взаємодіяти з розчином калій хлориду, але взаємодіятиме з розчинами плюмбуму(II) нітрату та сульфатної кислоти:



Задача №4. Який об'єм газу (н.у.) виділяється при реакції 10 г міді з надлишком концентрованого розчину азотної кислоти?

Розв'язання:

При реакції концентрованої азотної кислоти з неактивними металами виділяється нітроген(IV) оксид:



З рівняння реакції видно, що при реакції 1 моля міді виділяється 2 моля або $2 \cdot 22,4 = 44,8$ л нітроген(IV) оксиду.

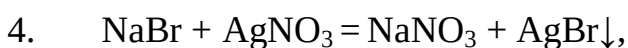
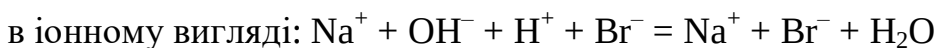
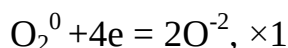
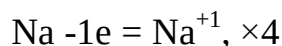
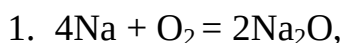
Визначимо кількість міді: $n = m/M = 10 / 63,5 = 0,16$ моль. Визначимо об'єм нітроген(IV) оксиду: $V = 0,16 \cdot 44,8 = 7,1$ л.

Задача №5. Записати рівнянням реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



Кожній речовині дати назву, вказати до якого класу неорганічних речовин відноситься кожна сполука. Для окисно-відновних реакцій написати електронні рівняння, для іонообмінних – іонні рівняння.

Розв'язання:



Назви та класи сполук:

Na – натрій, проста речовина – метал;

Na₂O – натрій оксид, клас – оксиди;

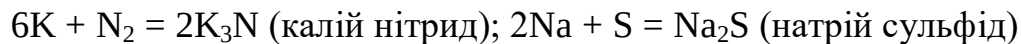
NaOH – натрій гідроксид, клас – основи;

NaBr – натрій бромід, клас – солі;

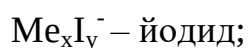
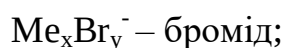
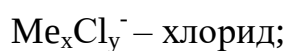
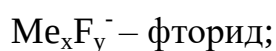
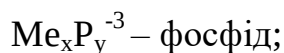
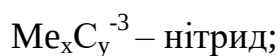
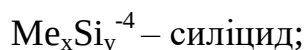
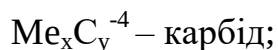
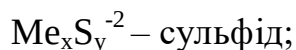
NaNO₃ – нітрат натрію, клас – солі.

Задача №6. Записати рівняння реакцій взаємодії неметалів з металами з утворенням солей та записати загальні назви солей утворених при взаємодії металів з неметалами.

Розв'язання:

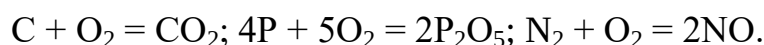


Загальна назва солей утворених при взаємодії металів з неметалами:

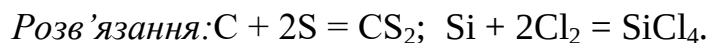


Задача №7. Записати рівняння реакцій взаємодії неметалів з киснем з утворенням оксидів.

Розв'язання:

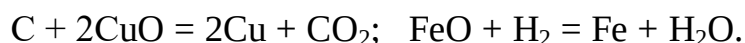


Задача №8. Записати рівняння реакцій взаємодії неметалів з іншими неметалами.

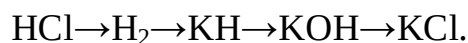


Задача №9. Навести приклади відновлюють малоактивних металів з їх оксидів вуглецем і воднем.

Розв'язання:

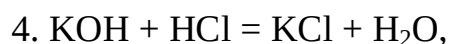
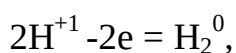
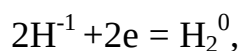
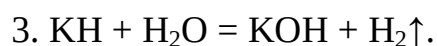
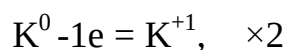
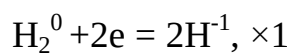
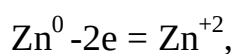
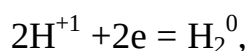
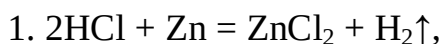


Задача №10. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



Кожній речовині дати назву, вказати клас неорганічних сполук до якого належить кожна сполука. Для окисно-відновних реакцій записати електронні рівняння, для іонно-обмінних – іонні рівняння.

Розв'язання:



Назва речовини та класи сполук:

HCl – хлоридна (соляна) кислота,

H₂ – водень, неметал,

KH – калій гідрид,

KOH – калій гідроксид(основа).

Завдання для самоконтролю за темою 1.5

Питання:

1. Як змінюються металічні властивості в групах та періодах періодичної системи елементів?

2. Який елемент проявляє найбільш металічні властивості?
3. Які метали належать до лужних, лужно-земельних, легких та важких конструкційних?
4. Які сполуки називають гідридами?
5. Які існують методи отримання металів?
6. Які метали найбільш розповсюджені в земній корі?
7. Сформулюйте правила, які визначають можливість реакції металів з водою, кислотами та лугами?
8. Для припинення горіння яких металів неможна використовувати воду? Чому?
9. Які фактори впливають на характер горіння металів?
10. Що таке гідриди металів? Чи можна для припинення їх горіння використовувати воду?
11. Які неметали найбільш розповсюджені в земній корі?
12. Яке значення має озон для життя на землі?
13. Які елементи не можуть проявляти позитивні ступені окиснення?
14. Який склад має повітря? Яка складова частина повітря підтримує горіння?
15. Яка кислота легко реагує зі склом?
16. У чому різниця в дії концентрованої та розбавленої сірчаної кислоти на метали?
17. Які сполуки утворює азот з воднем та киснем? Чи можуть вони бути причиною пожежі?
18. Що таке нітриди?
19. Які вам відомі будівельні матеріали на основі сполук Силіцію?
20. Які продукти горіння утворюються: а) при надлишку кисню, б) при нестачі кисню.

Тести:

1. Які елементи завжди відносяться до металів?

- ☐ усі s-елементи
- ☐ усі p-елементи
- ☐ усі d- і f-елементи
- ☐ усі елементи з електронегативністю вище 2

2. Який елемент проявляє найбільш виражені металічні властивості?

- ☐ Літій
- ☐ Натрій
- ☐ Цезій
- ☐ Францій

3. Яка з наведених властивостей НЕ характерна для металів?

- ☐ Висока електропровідність
- ☐ Висока теплопровідність
- ☐ Пластичність
- ☐ Висока електронегативність

4. Який метал має найвищу температуру плавлення?

- ☐ Золото
- ☐ Уран
- ☐ Вольфрам
- ☐ Платина

5. До якого типу відносяться руди, що містять Fe_2O_3 , Al_2O_3 ?

- ☐ Сульфідні
- ☐ Оксидні
- ☐ Карбонатні
- ☐ Хлоридні

6. Який метод отримання металів передбачає їхнє виділення з водних розчинів?

- ☐ Пірометалургія
- ☐ Гідрометалургія
- ☐ Карботермія
- ☐ Електроліз розплавів

7. Що утворюється при взаємодії натрію з водою?

- ☐ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2$
- ☐ $\text{NaOH} + \text{H}_2$
- ☐ $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$
- ☐ $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

8. Чому не можна гасити лужні метали водою?

- ☐ Вода сприяє їх розчиненню
- ☐ Вода не взаємодіє з лужними металами
- ☐ Реакція супроводжується виділенням водню, що може спричинити

займання або вибух

- ☐ Лужні метали не реагують з водою

9. Який продукт утворюється при взаємодії літію з азотом?

- ☐ LiNO_3
- ☐ Li_2O
- ☐ Li_3N
- ☐ Li_2O_2

10. Яка основна сфера застосування пероксидів та супероксидів лужних металів?

- ☐ Використання у виробництві добрив
- ☐ Застосування у харчовій промисловості
- ☐ Використання в засобах індивідуального захисту органів дихання
- ☐ Використання для гасіння пожеж

11. До легких конструкційних металів відносять:

- ☐ Fe, Mn, Cr
- ☐ Zn, Cu, Sn
- ☐ Be, Mg, Al, Ti
- ☐ Pb, Hg, Bi

12. Чому алюміній відзначається високою корозійною стійкістю?

- ☐ Через низьку хімічну активність
- ☐ Через високу температуру плавлення
- ☐ Через утворення захисної оксидної плівки
- ☐ Через низьку електропровідність

13. Що є найбільш поширеною формою заліза в природі?

- ☐ Чисте залізо
- ☐ Графіт
- ☐ Залізні руди (оксиди та сульфід)
- ☐ Металеві метеорити

14. Яка найстійкіша алотропна модифікація Карбону?

- ☐ Графіт
- ☐ Аморфний вуглець
- ☐ Алмаз

☐ Фулерени

15. Чому карбон(II) оксид (CO) небезпечний?

- ☐ Він має сильні кислотні властивості
- ☐ Він блокує транспорт кисню в організмі
- ☐ Він має дуже неприємний запах
- ☐ Він є горючим газом

16. Чому силіцій широко застосовується в будівництві?

- ☐ Він добре проводить електрику
- ☐ Він є легким металом
- ☐ Він утворює міцні силікати та алюмосилікати
- ☐ Він добре реагує з водою

17. Який елемент має найвищу електронегативність?

- ☐ Оксиген
- ☐ Хлор
- ☐ Флуор
- ☐ Азот

18. Який з галогенів є рідиною за стандартних умов?

- ☐ Фтор
- ☐ Хлор
- ☐ Бром
- ☐ Йод

19. Який з наведених металів є амфотерним?

- ☐ Кальцій
- ☐ Магній

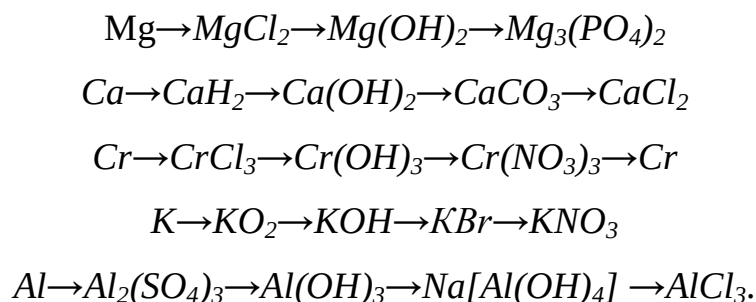
- ☐ Алюміній
- ☐ Калій

20. Який з оксидів утворює кислу реакцію у водному розчині?

- ☐ Na_2O
- ☐ CaO
- ☐ SO_2
- ☐ FeO

Задачі:

1-5. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



6. Під час взаємодії 1 г заліза з киснем утворилось 1,43 г оксиду. Встановіть формулу цього оксиду.

7. Який об'єм газу (н.у.) вилучиться під час взаємодії 1 г калію з надлишком води?

8. Які прості речовини самозаймаються під час дії на них: а) повітря, б) води? Складіть рівняння відповідних реакцій.

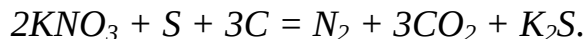
9. Суміш масою 0,85 г складається з гідридів літію і кальцію. Після взаємодії цієї суміші з надлишком води вилучилось 1,2 л водню за н.у. Визначити кількісний склад суміші.

10. Залізну пластинку масою 100 г занурили в розчин сульфату міді(II). Разрахувати масу заліза, яка перейшла в розчин, якщо відомо, що маса пластинки збільшилась на 3 г.

11. Скільки хлороводню можна добути з 5 г водню і 10 г хлору?

12. Який об'єм кисню (н.у.) потрібний для повного спалювання 30 г сірки?

13. Рівняння реакції горіння чорного пороху має вигляд:

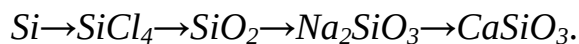
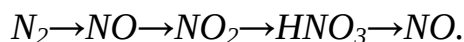
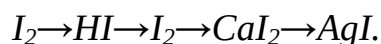


Обчисліть кількість тепла, що вилучається під час згоряння 1 кг чорного пороху.

14. Скільки тепла вилучиться під час згоряння 1 м³ аміаку за н.у.?

15. Яке з азотних добрив, нітрат амонію чи сечовина, містить більше азоту?

16-20. Запишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



Тема 1.6 Хімічний зв'язок та будова молекул

1.6.1 Типи хімічного зв'язку

Хімічний зв'язок – це взаємодія, що пов'язує окремі атоми в молекули, іони, радикали, кристали.

Природа хімічного зв'язку полягає в притягуванні позитивно заряджених ядер до негативно зарядженої області перекривання електронних орбіталей, що приводить до загального зниження енергії в системі. Усі типи хімічних зв'язків (рис.1.5) мають електронну природу. Зовнішні елект-

ронні оболонки всіх елементів, крім благородних газів, є незаповненими і в процесі хімічної взаємодії вони заповнюються.

Ознаки утворення хімічного зв'язку:

- виділення енергії;
- зменшення відстані між ядрами атомів.

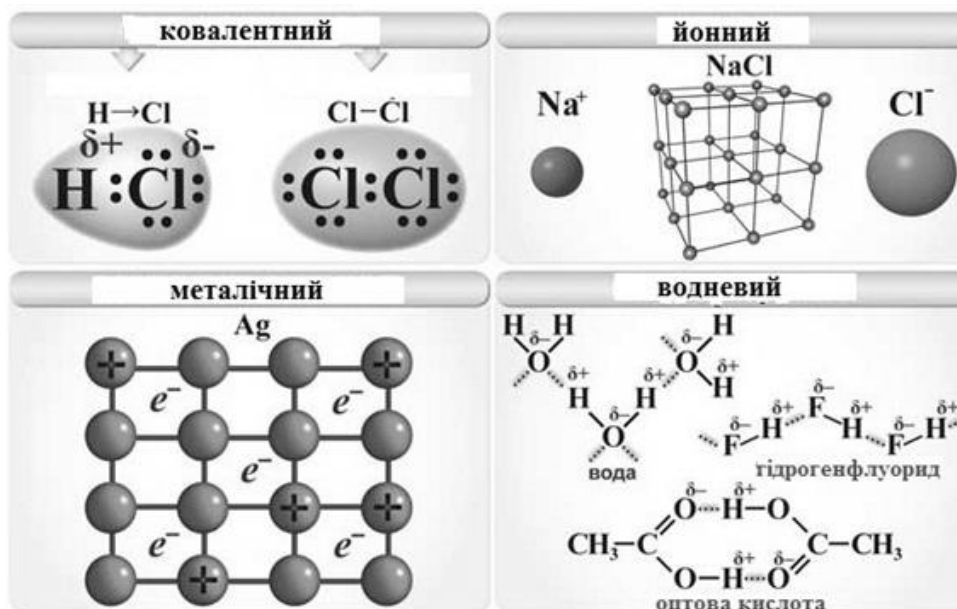


Рисунок 1.5 – Хімічний зв'язок

1.6.2 Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків

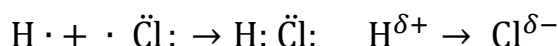
Зв'язок, який здійснюється за допомогою спільних електронних пар, називається ковалентним.

Він може виникати між однаковими атомами неметалів, наприклад, H_2 , O_2 , Cl_2 , і такий зв'язок називається **ковалентним неполярним**:



А може виникати між атомами різних неметалів, наприклад, HCl , H_2O , NH_3 , і такий зв'язок називається **ковалентним полярним**.

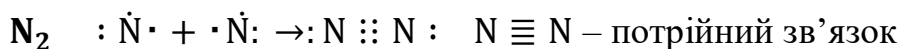
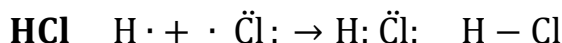
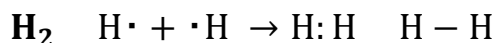
Полярність зв'язку виникає внаслідок зміщення спільної електронної пари у бік більш електронегативного елемента:



Електрони, здатні брати участь в утворенні хімічного зв'язку, називаються **валентними**. Їх кількість визначає число зв'язків, що утворюються атомом, тобто **валентність**.

Існує 2 механізми утворення ковалентного зв'язку: обмінний і донорно-акцепторний.

Обмінний механізм. Кожен атом дає по одному неспареному електрону для утворення спільної (поділеної) пари.



Донорно-акцепторний механізм. Неподілена електронна пара одного атома (донора) переходить у загальне користування донора та іншого атома (акцептора), який приймає цю пару на свою вільну орбіталь.

Залежно від способу перекривання орбіталей і симетрії електронної хмари, розрізняють σ - (сигма) та π - (пі) зв'язки. σ -зв'язки (сигма – зв'язки) утворюються, якщо орбіталі двох атомів перекриваються вздовж лінії, яка з'єднує ядра атомів (рис.1.6). σ -зв'язки утворюються за допомогою гібридних та негібридних орбіталей атомів і є міцними зв'язками.

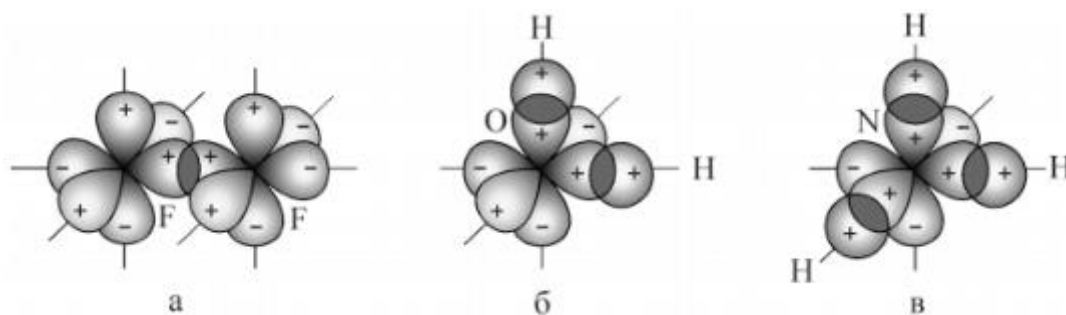


Рисунок 1.6 – Схема утворення σ -зв'язку в молекулах

F₂ (а), H₂O (б), NH₃ (в)

π -зв'язки (пі-зв'язки) утворюються при бічному перекритті негібризованих p-орбіталей. При цьому області підвищеної електронної густини

ни розташовані вище і нижче за лінію, яка з'єднує ядра атомів. π -зв'язок менш міцний, ніж σ -зв'язок (рис 1.7).

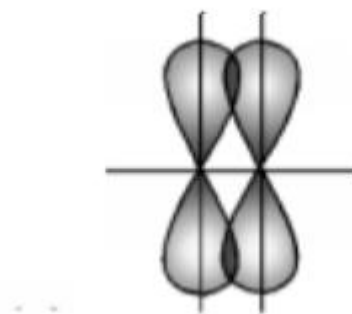


Рисунок 1.7 – Схема утворення π -зв'язку

Незважаючи на те, що в утворенні ковалентних зв'язків беруть участь електрони s -, p - чи d -орбіталей, які мають різні форму та різну орієнтацію у просторі, у багатьох сполуках ці зв'язки є рівноцінними. Для пояснення цього явища було введено поняття «гібридизація».

Гібридизація – це процес змішування та вирівнювання орбіталей за формою і енергією, при якому відбувається перерозподіл електронних густин близьких за енергією орбіталей, внаслідок чого вони стають рівноцінними.

Основні положення теорії гібридизації:

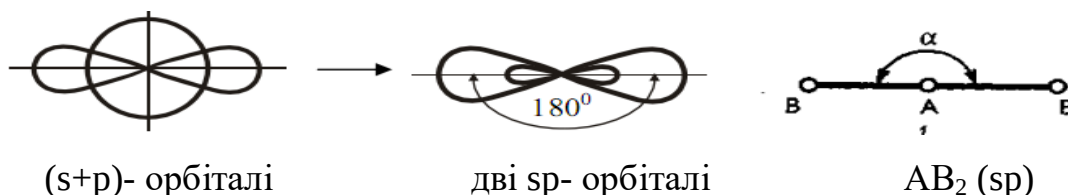
1. При гібридизації початкова форма і енергія орбіталей взаємно змінюються, при цьому утворюються нові, гібридизовані орбіталі, але вже з однаковою енергією і однакової форми, що нагадує неправильну вісімку.
2. Число гібридизованих орбіталей дорівнює числу вихідних орбіталей, які беруть участь у гібридизації.
3. У гібридизації можуть брати участь орбіталі з близькими за значеннями енергіями (s - і p -орбіталі зовнішнього енергетичного рівня і d -орбіталі зовнішнього або попереднього рівнів).

4. Гібридизовані орбіталі більш витягнуті в напрямку утворення хімічних зв'язків і тому забезпечують краще перекривання з орбіталями сусіднього атома, внаслідок цього хімічний зв'язок стає більш міцнішим, ніж утворений завдяки електронам окремих негібридних орбіталей.

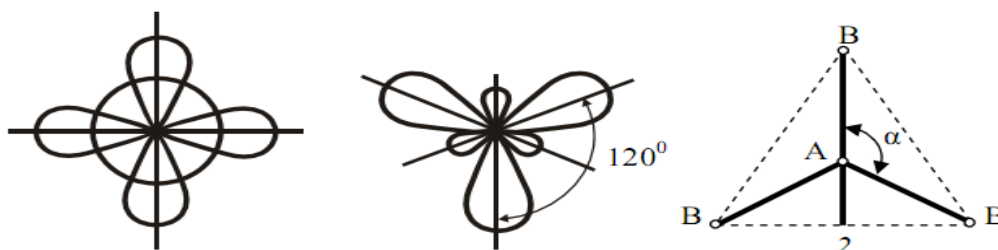
5. Завдяки утворенню більш міцніших зв'язків і більш симетричному розподілу електронної густини в молекулі отримується енергетичний вииграш, який із запасом компенсує витрату енергії, необхідної для процесу гібридизації.

6. Гібридизовані орбіталі повинні орієнтуватися у просторі таким чином, щоб забезпечити взаємне максимальне віддалення одна від одної; у цьому випадку енергія відштовхування найменша.

7. Тип гібридизації визначається типом і кількістю вихідних орбіталей і змінює розмір валентного кута, а також просторову конфігурацію молекул (рис.1.8, табл.1.6).



Просторові розташування sp-гібридних хмар



(s+p+d)-орбіталі три sp^2 - $AB_3 (sp^2)$
орбіталі

Просторові розташування sp^2 -гібридних хмар



Просторові розташування sp^3 -гібридних хмар

Рисунок 1.8 – Просторові розташування гібридних хмар

Таблиця 1.6 – Типи гібридизації та форма молекул

Тип гібриди- зації	Кількість електронних пар		Склад моле- кули	Форма моле- кули	Приклад
	СП	НП			
sp	2	0	AB_2	лінійна	$BeCl_2$
sp^2	3	0	AB_3	трикутна	BCl_3
	2	1	AB_2	кутова	$SnCl_2$
sp^3	4	0	AB_4	тетраedr	CH_4
	3	1	AB_3	тригональна піраміда	NH_3
$sp^3 d^2$	2	2	AB_2	кутова	H_2O
	6	0	AB_6	октаedr	SF_6
	5	1	AB_5	Квадратна	SF_5

				піраміда	
	4	2	AB ₄	тетраедр	XeF ₄

1.6.3 Йонний зв'язок

Хімічний зв'язок, зумовлений електростатичним притяганням різноіменно заряджених іонів, на які перетворюються атоми внаслідок віддавання або приєднання електронів, називається **іонним**

Якщо різниця електронегативностей атомів велика, то електронна пара, що утворює зв'язок, переходить до одного з них, внаслідок чого утворюються йони. Зв'язок вважається йонним, якщо він виникає між атомами, у яких різниця електронегативності більша ніж 1,7.

Характерною особливістю іонного зв'язку є його ненасичуваність і ненапрямленисть.

Взаємодію двох різноіменно заряджених іонів не можна звести до повної компенсації силових полів. Тому однойменно заряджені йони можуть притягати до себе будь-яку кількість іонів з протилежним знаком, тобто іонний зв'язок характеризується ненасичуваністю.

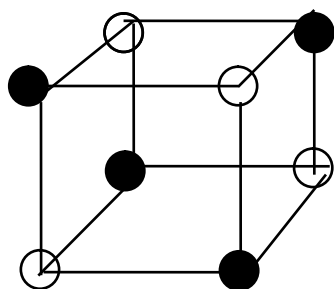
У разі утворення іонного зв'язку електронні хмари атомів, що взаємодіють, перекриваються так, що ділянка підвищеної електронної густини розміщується симетрично відносно обох атомів, тому іонний зв'язок ненапрявлений. Через ненасичуваність і ненапрямленисть іонного зв'язку сполучення окремих іонів приводить до утворення великих агрегатів – кристалів, а не завершується утворенням певних молекул.

Саме завдяки ненапрямленисті та ненасичуваності іонному зв'язку енергетично вигідно, щоб кожен іон був оточений максимальним числом іонів протилежного знака. Проте внаслідок відштовхування однойменно заряджених іонів стійкість системи досягається лише за певної взаємної їх координації.

Отже, за звичайних умов іонні сполуки є кристалічними речовинами. Поняття простих двоіонних молекул для іонних сполук втрачає зміст;

кристал у цілому можна розглядати як гігантську молекулу, що складається з великого числа іонів.

Іонний зв'язок, крім сполук, утворених атомами активних металів і активних неметалів, характерний і для твердих гідроксидів найактивніших металів (KOH, NaOH, RbOH, CsOH). До іонних сполук належить також велика кількість солей оксигеновмісних кислот. Кристалічні ґратки таких солей складаються з позитивно заряджених іонів металів та негативно заряджених кислотних залишків. Залежно від розміру іонів, що утворюють кристалічну ґратку, утворюються різні за просторовим розміщенням кристалічні ґратки (рис.1.9).



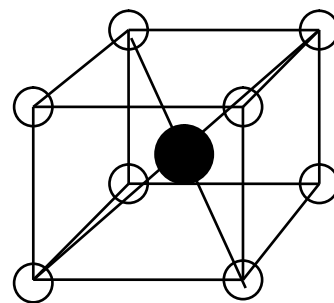
а

Решітка NaCl

Катіони Na^+



Аніони Cl^-



б

Решітка CsCl

Катіони Cs^+



Аніони Cl^-



Рисунок 1.9 – Кристалічні ґратки NaCl (а) та CsCl (б)

1.6.4 Металічний зв'язок

Металічний зв'язок – це тип хімічного зв'язку, зумовлений взаємодією валентних електронів (електронного газу) з позитивно зарядженими іонами кристалічних ґраток металів.

Металічний зв'язок характерний для металів у твердому та рідкому станах, у газоподібному стані зв'язки ковалентні.

Більшість металів кристалізується в об'ємноцентрованих кубічних, гранецентрованих кубічних і щільно упакованих гексагональних ґратках. Наприклад, Літій кристалізується в кубічних об'ємноцентрованих ґратках (рис.1.10); кожний з його атомів оточений у кристалі вісьмома іншими. Для утворення двохелектронних зв'язків у подібній структурі атоми Літію повинні були б віддати по вісім електронів, що неможливо, оскільки вони мають лише по одному валентному електрону.

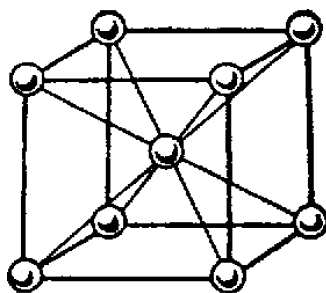


Рисунок 1.10 – Кубічна об'ємноцентрована ґратка

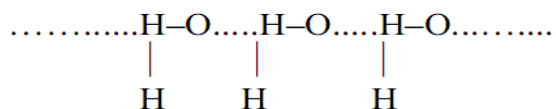
Це свідчить про те, що, на відміну від ковалентних та іонних сполук у металах, невелика кількість електронів одночасно сполучає велику кількість ядер, а самі електрони можуть вільно переміщуватись у металах, отже, у металах має місце сильно делокалізований хімічний зв'язок. Спрощено метал можна розглядати як щільно упаковану структуру з катіонів, сполучених один з одним спільними електронами (електронним газом).

Металічний зв'язок характеризується високою міцністю. Це пояснює фізичні властивості металів: твердість, міцність, ковкість, пластичність, електропровідність, металевий блиск та інші.

1.6.5 Сили міжмолекулярної взаємодії. Водневий зв'язок

Водневий зв'язок – це зв'язок, який утворюється між Гідроеном однієї полярної молекули і атомом більш електронегативного елементу (O, N, Cl, F) іншої молекули. Водневий зв'язок утворюється між молекулами води, спиртів, оцтової (ацетатної) кислоти, амінокислот.

Утворення водневого зв'язку у воді можна ілюструвати схемою:



Міжмолекулярна взаємодія відрізняється від хімічної тим, що вона виявляється на значно більших відстанях і характеризується відсутністю насичуваності, малою енергією, неспецифічна.

Сили міжмолекулярної взаємодії мають електричну природу. Між полярними молекулами виникає електростатична взаємодія, яка носить назву орієнтаційної. Молекули орієнтуються одна відносно одної різнойменно зарядженими частинами, внаслідок чого виникає їхнє взаємне притягання. Орієнтаційні сили, що виникають між молекулами, тим більші, чим більший дипольний момент молекул. З підвищенням температури орієнтаційні сили послаблюються, що пов'язано з порушенням взаємної орієнтації молекул внаслідок їх теплового руху.

Якщо молекула, що має сталий дипольний момент, наближається до неполярної молекули, вона зумовлює зміщення в ній електронної густини і появу наведеного або індукованого диполя.

Індуковані диполі можуть виникати і між неполярними молекулами внаслідок того, що кожний атом створює навколо себе електричне поле, яке поляризує сусідню молекулу. Диполь, що утворився, зі свого боку, поляризує сусідні молекули, що й призводить до їх притягання; індукційна взаємодія характерна також і для полярних молекул, але в цьому разі вона значно слабша, ніж орієнтаційна.

Індуковані диполі взаємодіють тим сильніше, чим легше деформується молекула. Енергія взаємодії таких молекул підвищується із збіль-

шенням дипольного моменту і швидко знижується із зростанням відстані між центрами диполів. Від температури енергія не залежить, оскільки наведення диполів відбувається за будь-якого просторового розміщення молекул.

Енергія міжмолекулярної взаємодії складається не лише з енергії орієнтаційної й енергії індукційної взаємодії (взаємодія індукованих диполів). Для таких речовин, як неон, аргон, обидві зазначені складові дорівнюють нулю, однак ці інертні гази зріджуються, що свідчить про наявність ще однієї складової міжмолекулярних сил, яка пов'язана з рухом електронів у молекулах. Рухом електронів в атомах і молекулах зумовлено виникнення миттєвої поляризації: на дуже короткий проміжок часу виникають і відразу ж зникають дипольні моменти. Дія миттєвих диполів виявляється в силах притягання. Така взаємодія називається дисперсійною. Дисперсійні сили діють між частинками будь-яких конденсованих речовин. Енергія міжмолекулярної взаємодії невелика, вона становить 8–16 кДж/моль.

Під час сполучення атома Гідрогену з дуже електронегативним елементом (Флуором, Оксигеном, Нітрогеном тощо) може утворитись ще один додатковий зв'язок – водневий. Цю здатність атома Гідрогену вперше помітили М.О. Ільїнський та М.М. Бекетов ще в 80-х роках минулого століття. Енергія водневого зв'язку невелика (8–40 кДж/моль), але, оскільки для нього характерна напрямленість і насичуваність, його можна вважати проміжним між ковалентним зв'язком і міжмолекулярними взаємодіями. Водневий зв'язок утворюється між атомами Гідрогену й атомами електронегативних елементів різних молекул однієї й тієї самої речовини, які мають неподілені пари електронів.

Приклади розв'язання типових задач за темою 1.6.

Задача №1. Визначити тип хімічного зв'язку таких сполук: O_2 , H_2O , $NaCl$, CaO , NO_2 , HF , N_2 , P_2O_5 , H_2). Для простих речовин визначити кратність зв'язку.

Розв'язання:

O_2 – ковалентний неполярний;

H_2O – ковалентний полярний + водневий;

$NaCl$ – іонний;

CaO – іонний;

NO_2 – ковалентний полярний;

HF – ковалентний полярний + водневий;

N_2 – ковалентний неполярний;

P_2O_5 – ковалентний полярний;

H_2 – ковалентний неполярний;

O_2 – подвійний зв'язок; N_2 – потрійний зв'язок; H_2 – простий зв'язок.

Задача №2. Укажіть тип зв'язку для речовини, які утворена елементами з порядковими номерами 20 і 9.

Розв'язання:

Елемент з порядковим номером 20 – Кальцій – типовий металічний елемент, лужноземельний. Елемент з порядковим номером 9 – Флуор – типовий неметалічний елемент, галоген. При їх сполученні утворюється речовина з іонним типом зв'язку.

Задача №3. Із запропонованого ряду формул речовин: CO_2 , SO_2 , SiO_2 , $LiOH$, HF , CuO , C_3H_8 , $C_6H_{12}O_6$ оберіть такі, що мають молекулярні кристалічні ґратки. Укажіть суму молярних мас цих речовин.

Розв'язання:

Молекулярні кристалічні ґратки серед наведеного ряду речовин мають:

- карбон(IV) оксид, CO_2 – газ (за н. у.), $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль;
- сульфур(IV) оксид, SO_2 – газ, $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль;
- пропан, C_3H_8 – газ, $M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44$ г/моль;
- глюкоза, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ – тверда речовина, $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180$ г/моль.

Сума їхніх молярних мас становить 332 г/моль.

Задача №4. У який бік зміщується електронна густина ковалентного зв'язку в молекулах OF_2 , CCl_4 , PCl_5 , H_2O , H_2S ?

Розв'язання:

Усі задані молекули складаються з атомів різних елементів, які відрізняються

за своєю електронегативністю, тому утворені ними зв'язки є полярними. На підставі шкали електронегативності визначаємо напрямок зміщення спільних електронних пар і показуємо його стрілками. Зміщення зв'язку в молекулі OF_2 відбувається за напрямком: $\text{O} \rightarrow \text{F}$, у молекулі CCl_4 – $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, у молекулі PCl_5 – $\text{P} \rightarrow \text{Cl}$, у молекулі H_2O – $\text{H} \rightarrow \text{O}$, у молекулі H_2S – $\text{H} \rightarrow \text{S}$.

Задача №5. Як можна пояснити, що за кімнатної температури вода є рідиною, а сірководень – газом, незважаючи на те, що молярна маса сірководню майже вдвічі перебільшує молярну масу води?

Розв'язання:

Оксиген має більшу електронегативність, ніж Сульфур, тому водневі зв'язки, що виникають між молекулами води, є більш міцними порівняно з водневими зв'язками, що виникають між молекулами сірководню. Розрив водневих зв'язків між молекулами води, необхідний для переходу води в газоподібний стан, потребує значних витрат енергії. Тому вода має більш

високу температуру кипіння, ніж сірководень, і за кімнатної температури залишається рідиною на відміну від газоподібного сірководню.

Завдання для самоконтролю за темою 1.6

Питання:

1. Яка природа хімічного зв'язку ?
2. В якому випадку утворюється іонний зв'язок?
3. В якому випадку утворюється металевий зв'язок ?
4. Що таке валентність і ступінь окиснення?
5. Які основні характеристики й властивості ковалентного зв'язку?
6. Чим визначається полярність ковалентного зв'язку?
7. Для чого введено поняття гібридизації орбіталей?
8. Механізм утворення водневого зв'язку ?
9. Чим відрізняються аморфні і кристалічні речовини?
10. Що таке кристалічні ґратки?

Тести:

1. Зв'язок, утворений за рахунок спільної пари електронів називається

- ☐ металічним
- ☐ йонним
- ☐ ковалентним
- ☐ водневим

2. Який тип хімічного зв'язку в молекулі N_2 ?

- ☐ неполярний ковалентний зв'язок
- ☐ водневий зв'язок
- ☐ металічний зв'язок
- ☐ іонний зв'язок

3. Який тип хімічного зв'язку в молекулі NaCl ?

- ☐ неполярний ковалентний зв'язок
- ☐ водневий зв'язок
- ☐ металічний зв'язок
- ☐ іонний зв'язок

4. Який тип хімічного зв'язку в молекулі CO ?

- ☐ полярний ковалентний зв'язок
- ☐ водневий зв'язок
- ☐ металічний зв'язок
- ☐ іонний зв'язок

5. Який тип хімічного зв'язку в молекулі H_2O ?

- ☐ донорно-акцепторний зв'язок
- ☐ водневий зв'язок
- ☐ металічний зв'язок
- ☐ іонний зв'язок

6. Укажіть формулу молекули, між атомами якої існує ковалентний неполярний зв'язок

- ☐ Br_2
- ☐ H_2S
- ☐ NH_3
- ☐ NaCl

7. Укажіть групу атомів, які можуть утворювати лише позитивно заряджені йони

- ☐ Na, Ba, K
- ☐ S, O, F

- ☐ S, Na, F
- ☐ P, I, K

8. Металічний зв'язок утворює елемент з електронною конфігурацією атома

- ☐ ...3s²3p²
- ☐ ...4s²
- ☐ ...1s¹
- ☐ ...3s² 3p⁶

9. Речовина, утворена елементами з електронними конфігураціями ...2s¹ і 3s²3p⁴ має хімічний зв'язок:

- ☐ Ковалентний полярний
- ☐ Ковалентний неполярний
- ☐ Йонний
- ☐ Металічний

10. Укажіть тип зв'язку у сполуці, утвореній хімічними елементами з протонними числами 1 і 35,5

- ☐ Ковалентний полярний
- ☐ Ковалентний неполярний
- ☐ Йонний
- ☐ Металічний

11. Найменш стійким хімічним зв'язком є:

- ☐ водневий
- ☐ йонний
- ☐ ковалентний полярний
- ☐ ковалентний неполярний

12. Укажіть тип хімічного зв'язку у сполуці, яка утворенна атомами з

електронними формулами $1s^2 2s^2 2p^4$ та $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

- ☐ ковалентний полярний
- ☐ ковалентний неполярний
- ☐ йонний
- ☐ водневий

Задачі:

1. Вказати тип хімічного зв'язку в наступних сполуках: N_2 , LiF , CO , H_2O , NO , H_2 .
2. Розташуйте наступні молекули у порядку зростання міцності хімічного зв'язку: F_2 , N_2 , O_2 .
3. Чим відрізняються “сігма” і “пі” типи хімічного зв'язку? Скільки таких зв'язків існує в молекулі N_2 ?
4. Яким є просторове розташування електронних хмар відносно центрального атома при sp , sp^2 , sp^3 - гібридизації.
5. Який хімічний зв'язок називається водневим? У яких випадках він утворюється?
6. Який хімічний зв'язок здійснюється в металах? У чому особливість цього типу зв'язку?
7. Указати тип хімічного зв'язку в наступних сполуках: CO_2 , P_2O_5 , O_2 , $NaCl$, Cl_2 , CaO , HF .
8. Назвіть молекулу, в котрій частка іонного зв'язку є: а) найменшою, б) найбільшою: $LiCl$, CsF , $NaCl$, KCl , LiI .
9. Що таке алотропія? Наведіть приклади алотропних модифікацій вуглецю та кисню.
10. Які тіла називаються кристалічними та аморфними? Яка різниця в їх будові?

РОЗДІЛ 2

ТЕРМОДИНАМІКА ТА КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ У ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМАХ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ

Тема 2.1 Енергетика хімічних і фазових перетворень

2.1.1 Основні поняття хімічної термодинаміки

Хімічна термодинаміка – одна з важливіших частин хімічної науки, вивчає енергетичні зміни, які супроводжують хімічні процеси. Знання хімічної термодинаміки дозволяє з'ясувати можливість процесу відбуватися самочинно, а також визначити теплоту процесу та роботу, яку виконує система.

Для зручності розглядання процесу всесвіт поділяють на систему та навколишнє середовище.

Термодинамічною системою називають частину світу, яка відокремлена від навколишнього середовища дійсними або умовними межами, і в якій розглядається перебіг якогось процесу.

Розрізняють такі системи:

1) за можливістю тепло- і масообміну:

- *ізолювані* (нема обміну енергією та речовиною);
- *замкнені* (нема обміну речовиною, є обмін енергією);
- *відчинені* (є обмін речовиною та енергією).

2) за внутрішньою структурою і властивостями:

- *гомогенною системою* називається система, усередині якої немає поверхонь, що відокремлюють одні частини системи від інших (суміші газів);
- *гетерогенною системою* називається система, яка складається з двох або декількох частин, різних за фізичними властивостями або за хімічним складом та відмежованих поверхнями розподілу (лід та вода; рідина та її пара; дві рідини, які не змішуються).

У хімічній термодинаміці користуються так званими **термодинамічними функціями (характеристиками)**, які дають змогу охарактеризувати стан системи і зміни, що відбуваються в ній:

- внутрішня енергія U ,
- ентальпія H ,
- ентропія S ,
- енергія Гіббса G .

2.1.2 Внутрішня енергія та ентальпія. Перший закон термодинаміки

Важливим первинним поняттям хімічної термодинаміки є ***внутрішня енергія (U)***. Під внутрішньою енергією системи U слід розуміти загальний її запас, тобто енергію поступального й обертального руху молекул, енергію внутрішньомолекулярних коливань атомів і атомних груп, енергію руху електронів в атомах, внутрішньоядерну енергію, тобто усі види енергії, крім кінетичної і потенціальної енергії системи в цілому. Формами передачі енергії є теплота (Q) і робота (A). Під величиною A розуміють роботу, що протидіє всім силам, які діють на систему (зовнішній тиск, електричне і магнітне поля тощо).

Хімічні процеси відбуваються з виділенням або поглинанням теплоти. Реакції, що відбуваються з виділенням теплоти, називають ***екзотермічними***, а реакції, під час перебігу яких теплота поглинається, – ***ендотермічними***. Так, реакції горіння, нейтралізації кислот лугами супроводжуються виділенням значної кількості теплоти. Виділення теплоти під час взаємодії речовин свідчить про те, що вони мають певний запас енергії у прихованому вигляді. Енергія, яка прихована в речовинах і вивільнюється під час хімічних і деяких фізичних процесів, називається внутрішньою енергією речовини. Один з фундаментальних законів природи – **закон збереження енергії (перший закон термодинаміки)**:

енергія не зникає і не утворюється з нічого, вона переходить з однієї форми в іншу в еквівалентних кількостях.

Для ізольованої системи перший закон термодинаміки можна конкретизувати:

внутрішня енергія ізольованої системи – стала. ($U = \text{const}$, $\Delta U = 0$).

Для замкненої системи така конкретизація буде:

теплота, що дістається системі, йде на зміну внутрішньої енергії та виконання роботи.

Математичний запис цього положення має вигляд:

$$Q = \Delta U + A,$$

де $\Delta U = U_{\text{кін}} - U_{\text{почат.}}$.

У більшості випадків як роботу процесу ми будемо розглядати роботу розширення або стиснення, яка дорівнює: $A = p \Delta V$. У такому випадку рівняння запишеться:

$$Q = \Delta U + p \Delta V,$$

Розглянемо два випадки.

Перший $V = \text{const}$, $\Delta V = 0$, $p \Delta V = 0$.

$$Q_v = \Delta U.$$

Тобто, тепловий ефект за сталим об'ємом дорівнює зміні внутрішньої енергії.

Другий $p = \text{const}$; $Q = \Delta U + p \Delta V = \Delta U + \Delta (pV) = \Delta (U + pV)$.

Позначимо $U + pV = H$ та назовемо цю нову функцію – *ентальпія*.

$$Q_p = \Delta H.$$

Тобто, тепловий ефект за сталим тиском дорівнює зміні ентальпії.

Під час термодинамічних розрахунків прийнято вважати теплоту, що виділяється системою, від'ємною (система втрачає енергію).

2.1.3 Термохімія. Закон Гесса

Хімічні реакції, як правило, супроводжуються виділенням або поглинанням тепла – *тепловими ефектами*. Кількість теплоти, що виділяється або поглинається, називається тепловим ефектом реакції. Теплові ефекти хімічних процесів вивчає *термохімія*.

Кількісні дослідження теплових ефектів різних речовин вперше виконали в 1780–1784рр. А.Л. Лавуазьє і П.С. Лаплас.

Щоб забезпечити можливість порівняння теплових ефектів різних реакцій, термохімічні розрахунки слід робити відносно одного моля сполуки при температурі **25 °C (298,15 K)** і тиску **101 кПа (1 атм)**. Теплові ефекти, визначені за таких умов, називають *стандартними*.

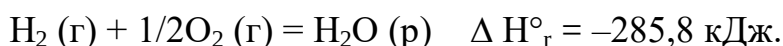
Теплові ефекти можна зазначати поряд з рівняннями хімічних реакцій. Рівняння, біля яких зазначено тепловий ефект, називають *термохімічними*. Величину теплового ефекту записують праворуч від рівняння із знаком «мінус» ($\Delta H < 0$), якщо реакція *екзотермічна*, і зі знаком «плюс» ($\Delta H > 0$) – якщо *ендотермічна*.

Кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час утворення одного моля хімічної сполуки з простих речовин, називається *теплотою (ентальпією) утворення* даної сполуки. А.Л. Лавуазьє і П.С. Лаплас довели, що теплота розкладання даної сполуки чисельно дорівнює теплоті її утворення, але має протилежний знак – це *перший закон термохімії*. З цього закону випливає, що чим більше теплоти виділяється під час утворення тієї чи іншої сполуки, тим більше теплоти слід затратити на її розкладання.

Визначені для речовин, що перебувають у стандартному стані, стандартні значення ентальпії та інших термодинамічних величин позначають відповідним символом з індексом зверху $^\circ$. Стандартна ентальпія утворення речовини ΔH_f° – це зміна ентальпії в процесі утворення даної речовини, що перебуває в стандартному стані, з термодинамічно стабільних

форм простих речовин, що також перебувають у стандартних станах. Стандартні теплоти утворення відомі для багатьох речовин, вони зведені в таблиці.

Теплоти утворення простих речовин, стійких за стандартних умов (графіт, ромбічна сірка, кристалічний йод тощо), приймають такими, що дорівнюють нулю. У термохімічних рівняннях зазначають стан речовини: (к) – кристалічний, (р) – рідкий, (г) – газоподібний. Термохімічне рівняння реакції утворення води в рідкому стані можна записати так:



Важливою характеристикою речовин, що застосовуються як паливо, є їхня питома теплота згоряння, яку прийнято визначати відносно 1 кг або 1 м³ (для газів) речовини. Величина теплового ефекту залежить від природи вихідних речовин і продуктів реакції, від їх агрегатного стану, а також від температури і тиску.

Оскільки більшість хімічних реакцій проводять при сталому тиску, основну увагу ми приділятимемо ізобарним процесам.

В основі термохімічних розрахунків лежить закон, відкритий вченим Г.І. Гессом у 1840 р. Цей закон формулюється так:

тепловий ефект реакції залежить тільки від початкового та кінцевого станів вихідних речовин та продуктів реакції і не залежить від проміжних стадій процесу.

Цей закон іноді називають другим законом термохімії. Закон Гесса справедливий лише за умови сталого тиску або об'єму. Раніше було доведено, що при сталому об'ємі тепловий ефект дорівнює зміні внутрішньої енергії ($Q_v = \Delta U$), а при сталому тиску – зміні ентальпії ($Q_p = \Delta H$).

Із закону Гесса, який є одним із висновків закону збереження енергії, випливає два важливих **наслідки**.

Перший наслідок із закону Гесса:

стандартний тепловий ефект реакції дорівнює сумі стандартних теплот утворення продуктів реакції з відніманням суми стандартних теплот утворення вихідних речовин.

Математично це можна записати так:

$$\Delta H_r^\circ = (\sum \nu \Delta H_f^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu \Delta H_f^\circ)_{\text{почат}},$$

де ΔH_r° – тепловий ефект реакції (індекс r позначає реакцію – reaction);

ΔH_f° – теплота утворення (індекс f позначає утворення – formation);

ν – стехіометричний коефіцієнт.

Другий наслідок з закону Гесса:

стандартний тепловий ефект реакції дорівнює сумі стандартних теплот згоряння вихідних речовин з відніманням суми стандартних теплот згоряння продуктів реакції.

Математично це можна записати так:

$$\Delta H_r^\circ = (\sum \nu \Delta H_{\text{comb}}^\circ)_{\text{почат}} - (\sum \nu \Delta H_{\text{comb}}^\circ)_{\text{прод}}$$

де $\Delta H_{\text{comb}}^\circ$ – теплоти згоряння (combustion).

У пожежній справі розрізняють *вищу* та *нижчу теплоти згоряння*. Вищою теплотою згоряння називають кількість тепла, що вилучається при повному згорянні 1 кг або 1 м³ (для газів) горючої речовини за умови, що утворюється рідка вода. Нижчою теплотою згоряння називають кількість тепла, що вилучається при повному згорянні 1 кг або 1 м³ (для газів) горючої речовини за умови, що утворюється водяна пара.

У випадку необхідності визначення ΔU розрахунок проводять за формулою:

$$\Delta U = \Delta H - p\Delta V,$$

де $p = 101,3 \text{ кПа}$, $\Delta V = V_{\text{кін}} - V_{\text{поч}}$

Дослід показує, що речовини, теплоти згоряння яких не перевищують 2000 кДж/кг , не здатні до горіння.

2.1.4 Ентропія та енергія Гіббса. Умови самочинного перебігу хімічних реакцій

Як другий закон термодинаміки прийнято постулат:

неможливий самочинний перехід тепла від більш холодного тіла до більш теплого.

У хімічній термодинаміці для врахування теплового руху впроваджується нова термодинамічна функція S – *ентропія*. У курсі фізики буде доведено, що ентропія є мірою неупорядкованості системи. Формально ентропія впроваджується за формулою:

$$dS = \delta Q/T$$

де δQ – нескінченно маленька порція теплоти, T – температура.

Зміну ентропії в хімічних процесах обчислюють як різницю між ентропіями кінцевого і початкового станів системи. Отже, розрахунок ΔS аналогічний обчисленням ΔH за законом Гесса. Однак слід мати на увазі, що для простих речовин $S \neq 0$ (на відміну від ΔH_f°).

$$\Delta S_r^\circ = (\sum \nu S^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu S^\circ)_{\text{почат}}$$

де S° – абсолютні стандартні ентропії речовин,

ν – стехіометричний коефіцієнт.

В ізольованій системі фактор енергії штучно відділено ($\Delta U = 0$), тому напрямок процесу визначається лише ентропією.

В ізольованій системі самочинно можуть відбуватися тільки процеси зі збільшенням ентропії. Тобто умовою можливості протікання процесу в ізольованій системі є: $\Delta S \geq 0$

Іншими словами, в ізольованій системі процеси відбуваються в бік збільшення безладу.

У замкненій системі (можливий обмін як речовиною, так і енергією з навколишнім середовищем) напрямок процесу визначається двома факторами: енергетичним (ΔU або ΔH) і ентропійним (ΔS). Для врахування обох факторів введено нову термодинамічну функцію – *енергію Гіббса (G)*:

$$G = H - T S$$

де H – ентальпія,

T – температура,

S – ентропія.

У замкненій системі самочинно можуть відбуватись процеси, для яких енергія Гіббса зменшується: $\Delta G < 0$ (при p і $T = \text{const}$).

Розрахунок ΔG аналогічний до обчислення ΔH і ΔS :

$$\Delta G_r^\circ = (\sum \nu \Delta G_f^\circ)_{\text{прод}} - (\sum \nu \Delta G_f^\circ)_{\text{почат}}$$

де ΔG_f° – стандартні енергії Гіббса утворення речовин.

За допомогою енергій Гіббса можна зробити оцінку пожежонебезпечності речовин. Якщо ΔG° реакції речовини з киснем суттєво менша за нуль, то така речовина здатна до горіння.

Зміну енергії Гіббса можна розраховувати (при сталих p і T) за формулою:

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

Перебігу процесів сприяють умови $\Delta H < 0$, $T \Delta S > 0$

За низьких температур множник T малий, і абсолютне значення добутку $T \Delta S$ також мале. У цьому разі для реакцій, що відбуваються із значним тепловим ефектом $\Delta H \gg T \Delta S$, у виразі $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ можна знехтувати другим членом. Тобто $\Delta G \approx \Delta H$. Отже, за низьких температур ймовірність перебігу реакції визначається знаком і величиною ΔH . Зокрема, за звичайних температур величина добутку $T \Delta S$ для більшості реакцій значно менша,

ніж ΔH . Тому за таких температур екзотермічні реакції ($\Delta H < 0$) відбуваються самочинно, а ендотермічні ($\Delta H > 0$) – вимушено.

За достатньо високих температур справедливе обернене співвідношення $|\Delta H| \ll T\Delta S$. Тому в цьому разі: $\Delta G \approx -T\Delta S$. Це означає, що за високих температур ентропійний чинник (прагнення до розриву зв'язків) пересилує ентальпійний (прагнення до утворення зв'язків).

Наведені вище наближені рівняння показують, що критерієм напрямку самочинного перебігу реакції за низьких температур може бути знак теплового ефекту реакції, а за високих – знак зміни ентропії, тобто за низьких температур самочинно можуть відбуватися екзотермічні реакції, а за високих – реакції, що супроводжуються збільшенням ентропії.

У разі проміжних температур між високими і низькими на знак і величину ΔG одночасно впливають ентальпійні та ентропійні чинники.

Приклади розв'язання типових задач за темою 2.1.

Задача №1. Розрахувати вищу та нижчу теплоти згоряння метану.

Розв'язання:

Для розрахунку вищої теплоти згоряння Q_v запишемо рівняння реакції



Розрахунки проводимо згідно з наслідком із закону Гесса:

$$\begin{aligned}\Delta_f H^\circ(v) &= \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + 2\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(p)}) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) - 2\Delta_f H^\circ(\text{O}_2) = \\ &= -393.5 + 2 \times (-285.8) - (-74.8) - 0 = -890.3 \text{ кДж.}\end{aligned}$$

Розрахунок виконано для 1 моля метану (22.4 л). Зробимо перерахунок на 1 кубічний метр (1000 л).

$$Q_v = -(-890.3 \times 1000 / 22.4) = 39745 \text{ кДж}$$

Для розрахунку Q_n зробимо аналогічні розрахунки, тільки замість рідкої води візьмемо відповідне значення для водяної пари:

$$\Delta_r H^\circ(\text{н}) = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + 2\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) - 2\Delta_f H^\circ(\text{O}_2) = -$$

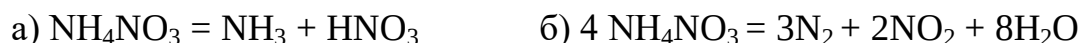
$$393.5 +$$

$$+ 2 \times (-241.8) - (-74.8) - 0 = -802.3 \text{ кДж.}$$

$$Q_{\text{н}} = -(-802.3 \times 1000/22.4) = 35804 \text{ кДж.}$$

Відповідь: $Q_{\text{в}} = -39745 \text{ кДж}$ та $Q_{\text{н}} = -35804 \text{ кДж}$.

Задача №2. Визначити, чи можливе самочинне розкладання амоній нітрату згідно з реакціями:



Розв'язання:

Можливість або неможливість самочинного перебігу хімічної реакції визначається знаком величини зміни енергії Гіббса. Якщо $\Delta G^\circ_r < 0$, реакція принципово можлива, якщо $\Delta G^\circ_r > 0$ – неможлива.

а) $\Delta_r G^\circ(\text{а}) = \Delta_f G^\circ(\text{NH}_3) + \Delta_f G^\circ(\text{HNO}_3) - \Delta_f G^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = -16,7 - 79,9$

–
– $(-183,9) = 87,3 \text{ кДж.}$

б) $\Delta_r G^\circ(\text{б}) = 3\Delta_f G^\circ(\text{N}_2) + 2\Delta_f G^\circ(\text{NO}_2) + 8\Delta_f G^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) - 4\Delta_f G^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3)$

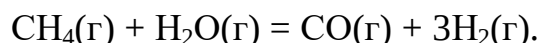
=
= $3 \times 0 + 2 \times 52,3 + 8 \times (-228,6) - 4 \times (-183,9) = -1068,6 \text{ кДж.}$

Відповідь: можливий самочинний перебіг реакції (б).

Задача №3. На основі довідкових даних щодо значень ентропії утворення відповідних речовин обчислити ентропію реакції конверсії метану.

Розв'язання:

Реакція конверсії метану проходить згідно з рівнянням:



Співставляючи коефіцієнти в рівнянні реакції, можна якісно оцінити змінення ентропії: вона повинна зростати ($\Delta S^0_{\text{х.р.}} > 0$), оскільки в результаті реакції утворюється більша кількість газових молекул, ніж вступає в реак-

цію. Це свідчить про посилення неупорядкованості системи і, як наслідок, – про збільшення ентропії.

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = S^0_{298}(\text{CO}) + 3S^0_{298}(\text{H}_2) - S^0_{298}(\text{CH}_4) - S^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) = \\ = 197,54 + 3 \cdot 130,58 - 186,19 - 188,70 = +214,39 \text{ Дж/К}$$

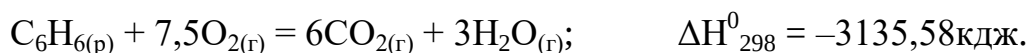
Як підтверджують розрахунки, ентропія системи в результаті реакції дійсно зростає, $\Delta S^0_{\text{х.р.}} > 0$.

Відповідь: +214,39 Дж/К

Задача №4. Тепловий ефект реакції згоряння 1 моль рідкого бензену з утворенням карбон диоксиду і водяної пари дорівнює –3135,58 кДж. Написати термохімічне рівняння і обчислити ентальпію утворення $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{р})}$.

Розв'язання:

Термохімічне рівняння має вигляд:



Згідно із законом Гесса тепловий ефект цієї реакції:

$$\Delta H^0_{298} = 6\Delta H^0_{\text{f}}(\text{CO}_2) + 3\Delta H^0_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) - \Delta H^0_{\text{f}}(\text{C}_6\text{H}_{6(\text{р})}) - 7,5\Delta H^0_{\text{f}}(\text{O}_2),$$

звідки ентальпія утворення рідкого бензену:

$$\Delta H^0_{\text{f}}(\text{C}_6\text{H}_{6(\text{р})}) = 6\Delta H^0_{\text{f}}(\text{CO}_2) + 3\Delta H^0_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) - 7,5\Delta H^0_{\text{f}}(\text{O}_2) - \Delta H^0_{298}.$$

Користуючись довідковими даними щодо ентальпій утворення відповідних речовин, одержимо:

$$\Delta H^0_{\text{f}}(\text{C}_6\text{H}_{6(\text{р})}) = 6 \cdot (-393,51) + 3 \cdot (-241,83) - 7,5 \cdot 0 - (-3135,58) = \\ = +49,03 \text{ кДж/моль.}$$

Відповідь: ентальпія утворення $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{р})}$ +49,03 кДж/моль.

Задача №5. Визначити кількість теплоти, яку необхідно витратити для утворення нітроген(II) оксиду із простих речовин, якщо тепловий ефект реакції дорівнює $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = +180,8$ кДж, а об'єм NO – 11,2 л (н.у.).

Розв'язання:

Складаємо термохімічне рівняння реакції



Обчислюємо кількість речовини NO:

$$v(\text{NO}) = V / M = 11,2 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,5 \text{ моль.}$$

З урахуванням рівняння яке зв'язує довільну кількість теплоти з тепловим ефектом реакції, маємо:

$$Q = -\Delta H \cdot v = -180,0 \text{ кДж/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = -42,5 \text{ кДж.}$$

Відповідь: кількість теплоти для утворення нітроген (II) оксиду $-42,5 \text{ кДж}$.

Завдання для самоконтролю за темою 2.1

Питання:

1. Які системи розрізняють при розгляданні перебігу якогось процесу?
2. Що таке внутрішня енергія та ентальпія?
3. Які є види теплових ефектів?
4. Сформулюйте наслідок із закону Гесса, за допомогою якого розраховують теплові ефекти хімічних реакцій.
5. Що таке теплота утворення та теплота згоряння?
6. Що таке ентропія ?
7. За допомогою яких термодинамічних функцій можна визначити можливість перебігу хімічної реакції?
8. Якими приймаються теплоти утворення простих речовин, стійких за стандартних умов ?
9. Сформулюйте другий закон термодинаміки.
10. За допомогою якої термодинамічної функції можна зробити оцінку пожежонебезпеки речовин?

Тести:

1. Термодинамічна система, яка немає обміну енергією та речовиною з навколишнім середовищем називається - ...

- ☐ Ізольована
- ☐ Замкнена
- ☐ Відчинена
- ☐ Хімічна

2. Кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час утворення одного моля хімічної сполуки з простих речовин, називається - ...

- ☐ Теплотою (ентальпією) утворення
- ☐ Ентропія
- ☐ Енергія Гіббса
- ☐ Внутрішня енергія

3. Теплові ефекти, визначають за таких стандартних умов -

- ☐ $T=25\text{ }^{\circ}\text{C}$ (298 K) і $P=101\text{ кПа}$ (1 атм)
- ☐ $T=0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (273 K) і $P=101\text{ кПа}$ (1 атм)
- ☐ $T=25\text{ }^{\circ}\text{C}$ (298 K) і $P=0\text{ кПа}$ (0 атм)
- ☐ $T=0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (273 K) і $P=0\text{ кПа}$ (0 атм)

4. Реакції, що відбуваються в однорідному середовищі, наприклад, в газоподібній суміші або в рідкому розчині, називаються - ...

- ☐ Гомогенні реакції
- ☐ Гетерогенні реакції
- ☐ Складні реакції
- ☐ Прості реакції

5. За допомогою якої термодинамічної функції можна визначити напрямок протікання хімічної реакції в замкненій системі?

- ☐ Ентальпії
- ☐ Внутрішньої енергії

- ☐ Енергії Гіббса
- ☐ Ентропії

6. Що таке стандартна теплота утворення речовини?

- ☐ Теплота, яка виділяється при горінні речовини
- ☐ Теплота, яка виділяється або поглинається при утворенні 1 моль

речовини з елементів

- ☐ Теплота, яка виділяється при розчиненні речовини
- ☐ Теплота, яка міститься в середині кожної речовини

7. Який знак матиме зміна ентальпії в екзотермічній реакції?

- ☐ Позитивний
- ☐ Негативний
- ☐ Нульовий
- ☐ Не змінюється

8. Що таке ендотермічна реакція?

- ☐ Реакція, що виділяє тепло
- ☐ Реакція, що поглинає тепло
- ☐ Реакція в якій виділяєть газ
- ☐ Реакція в якій поглинається світло

9. Який знак має зміна ентальпії в ендотермічній реакції?

- ☐ Плюс
- ☐ Мінус
- ☐ Нуль
- ☐ Залежить від температури

10. Що відбувається під час кристалізації?

- ☐ Рідина стає газом

- ☐ Рідина стає твердою
- ☐ Газ стає рідиною
- ☐ Тверда речовина стає рідиною

11. Що відбувається під час сублімації?

- ☐ Рідина стає газом
- ☐ Твердий стає газом
- ☐ Газ стає рідиною
- ☐ Твердий стає рідиною

12. До якого типу термохімічних реакцій відноситься реакція нейтралізації

- ☐ екзотермічна
- ☐ ендотермічна
- ☐ залежно від умов може бути екзотермічною та ендотермічною
- ☐ дана реакція не є термохімічною

Задачі:

1. Обчисліть тепловий ефект реакції горіння ацетилену за стандартних умов (ст. у.).
2. Чому дорівнює теплота згоряння водню: а) у кисні, б) у фторі?
3. У чому полягає відмінність фазових перетворень від хімічних процесів? Обчисліть зміну ентальпії при таких фазових перетвореннях: а) $H_2O_{(p)} = H_2O_{(z)}$, б) $H_2O_{(m)} = H_2O_{(p)}$.
4. Визначіть, чи можливе самочинне розкладання бертолетової солі за реакцією $2KClO_{3(m)} = 2KCl_{(m)} + 3O_2$ за ст. у.?
5. Спирти можна використовувати як палива. Який спирт метанол чи етанол є енергетично більш ефективним?

6. Яка кількість тепла вилучиться під час згоряння 1 м^3 (н.у.) етилену?
7. Скільки тепла вилучиться під час згоряння 1 кг бензолу?
8. Чи можливий самочинний перебіг реакції $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ в ізольованій системі?
9. Чи можливий самочинний перебіг реакції $\text{CO} + 0,5\text{O}_2 = \text{CO}_2$ в замкненій системі за ст.у.?
10. Яку кількість вугілля треба спалити, щоб вилучилось 1000 кДж тепла?

Тема 2.2 Кінетика хімічних реакцій та хімічна рівновага

2.2.1 Основні поняття хімічної кінетики

Розділ хімії, що вивчає швидкість перебігу різних хімічних реакцій, називається **хімічною кінетикою**. До основних понять хімічної кінетики відносять такі: швидкість хімічної реакції, механізм реакції, кінетичне рівняння, каталіз, порядок і молекулярність реакції. Хімічна кінетика вивчає як гомогенні, так і гетерогенні реакції. Гомогенними називаються реакції, що відбуваються в однорідному середовищі (гомогенній системі), наприклад, у газоподібній суміші або в рідкому розчині. Гетерогенними називаються реакції, що відбуваються в неоднорідному середовищі (гетерогенній системі) – між речовинами, які перебувають у різних фазах (твердій і рідкій, газоподібній і рідкій тощо). Хімічна взаємодія в цьому разі відбувається на межі поділу фаз. Фаза – це частина системи, відокремлена від інших її частин поверхнею поділу, у разі переходу через яку властивості змінюються стрибкоподібно.

У загальному розумінні швидкість реакції відповідає числу елементарних актів взаємодії, що відбуваються за одиницю часу: для гомогенних

реакцій – в одиниці об'єму, для гетерогенних – на одиниці площі поверхні поділу фаз.

Швидкість гомогенної реакції визначається зміною кількості будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу, віднесеної до одиниці об'єму:

$$v = (1/V) \, dn/d\tau$$

де V – об'єм,

n – кількість речовини,

τ – час.

Враховуючи, що $n/V = c$, швидкість гомогенних реакцій можна записати так:

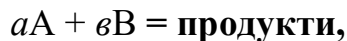
$$v = dc/d\tau$$

Швидкість гомогенної реакції визначається зміною концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу.

Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрації, температури, а також від наявності каталізатора, інгібітора тощо.

2.2.2 Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон дії мас

Речовини можуть взаємодіяти між собою тільки в тому разі, коли їхні молекули (йони) достатньо зблизяться в якійсь точці, тобто зіткнуться, тому швидкість реакції пропорційна числу зіткнень, яких зазнають молекули реагуючих речовин. Число таких зіткнень прямо пропорційне до загальної кількості молекул, тобто їх концентрації, або добутку концентрацій реагуючих речовин. Так, швидкість реакції між речовинами А і В:



(де a і b – стехіометричні коефіцієнти), дорівнює:

$$v = k c_A^a c_B^b$$

де k – коефіцієнт пропорційності, що називається **константою швидкості** реакції.

Константа швидкості реакції не залежить від концентрацій реагуючих речовин, але залежить від природи речовин і температури. Константа швидкості відповідає швидкості реакції при концентрацій реагуючих речовин, що дорівнюють 1 моль/л. (Якщо $C=1$, то $v = k$)

Залежність швидкості хімічних реакцій від концентрацій реагуючих речовин була встановлена **видатним фізико-хіміком М.М. Бекетовим**, а також норвезькими вченими К.М. Гульдбергом і П. Вааге, які в 1867 р. сформулювали цю залежність, відому нині як **закон дії мас**:

швидкість хімічної реакції за сталої температури прямопропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.

У загальному вигляді для реакції $aA + bB + cC = \text{продукти}$ закон дії мас можна записати так:

$$v = k c_A^a c_B^b c_C^c$$

Це рівняння називається **кінетичним рівнянням**.

Закон дії мас справедливий для простіших реакцій. Для складних (багатостадійних) реакцій показники ступеня не дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, їх треба визначати експериментально. У такому випадку визначені показники ступеня називають **порядком реакції**.

2.2.3 Залежність швидкості реакції від температури

Швидкість хімічних реакцій здебільшого зростає з підвищенням температури. Залежність швидкості хімічних реакцій від температури встановив відомий голандський учений Я.Г. Вант-Гофф у 1884 р.:

при підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2–4 рази.

Правило Вант-Гоффа можна виразити співвідношенням:

$$V_{T+10}/V_T = \gamma = 2-4,$$

якщо температура змінюється не на 10 К, то користуються рівнянням:

$$V_{T_2}/V_{T_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

де γ – температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції.

Правило Вант-Гоффа є приблизним правилом, використання його обмежено помірними температурами.

Більш точно залежність швидкості реакції від температури описується емпіричним *рівнянням Арреніуса*:

$$k = A \times e^{-E_{\text{акт}}/(RT)},$$

де k – константа швидкості реакції,

A – константа для кожної реакції,

e – основа натурального логарифма,

$E_{\text{акт}}$ – енергія активації,

R – газова стала,

T – температура.

Енергія активації – це надлишкова енергія в порівнянні з середньою, яку повинні мати реагуючі частинки, щоб їхні зіткнення спричинили хімічні взаємодії. Енергія активації залежить від природи реагуючих речовин та присутності каталізатора.

2.2.4 Зв'язок хімічної кінетики з теорією виникнення та припинення горіння

Горіння – це фізико–хімічний процес, для якого характерні три ознаки: хімічне перетворення, вилучення тепла та вилучення світла.

Випромінювання світла можливе, якщо продукти реакції мають високу температуру. Це, зі свого боку, можливо, якщо реакція відбувається з великим виділенням тепла (велике значення теплоти згоряння) та великою швидкістю.

Згідно з теорією Зельдовича, для виникнення процесу горіння потрібно, щоб у деякому об'ємі швидкість тепловиділення перевищувала швидкість тепловіддачі, тобто $q(+)> q(-)$. Деякі положення теорії горіння можливо обґрунтувати завдяки теорії хімічної кінетики.

Інтенсивність тепловиділення: $q(+)=Q_n V_{\text{гс}} \omega_{\text{хр}}$,

у свою чергу $\omega_{\text{хр}} = \varphi_{\text{гр}}^n \varphi_{\text{ок}}^m k_0 \exp(-E_{\text{акт}}/RT)$.

Інтенсивність тепловіддачі: $q(-) = \alpha S (T_{\text{гор}} - T_0)$.

Розглянемо деякі положення теорії горіння, обґрунтування яких базується на теорії хімічної кінетики. По-перше, розглянемо, чому для горючих речовин існують межі займання (рис. 2.1): *нижня (НКМПП) та верхня (ВКМПП) концентраційні межі займання (нижня та верхня концентраційні межі поширення полум'я).*

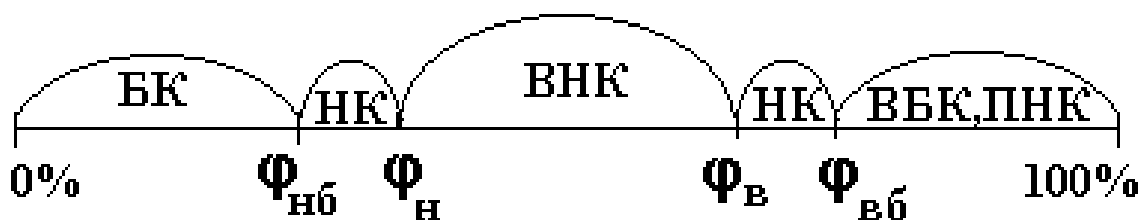


Рисунок 2.1 – Концентраційна шкала пожежовибухонебезпеки горючих газоповітряних сумішей

НКМПП ($\varphi_{\text{н}}$) – найменша концентрація горючої речовини в суміші з повітрям, при якій *вже* можливе виникнення та поширення горіння.

ВКМПП ($\varphi_{\text{в}}$) – найбільша концентрація горючої речовини в суміші з повітрям, при якій *ще* можливе виникнення та поширення горіння.

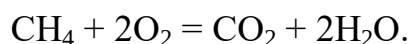
БК – область *безпечних* концентрацій;

НК – область *небезпечних* концентрацій, можливе кінетичне горіння за зміни зовнішніх умов;

ВНК – область *вибухонебезпечних* концентрацій, кінетичне горіння за умови дії джерела запалювання;

ВБК, ПНК – область *вибухобезпечних, але пожежонебезпечних* концентрацій, можливе дифузійне горіння.

Розглянемо процес горіння, наприклад, метану:



Чому при змішуванні метану з киснем не відбувається займання суміші? Відповідь на це питання проста – при низьких температурах швидкість реакції дуже маленька. Якщо цю суміш підпалити, то попередньо перемішана суміш – вибухне; але якщо метан буде поступово поступати в повітря – почнеться процес горіння.

Чому при малих концентраціях метану, не відбувається займання суміші при її підпалюванні? При малих концентраціях метану, згідно із законом дії мас, швидкість реакції буде маленькою і горіння не буде. При деякій концентрації (нижня концентраційна межа поширення полум'я) процес горіння може початися. При підвищенні концентрації метану швидкість реакції буде збільшуватися, але при подальшому збільшенні концентрації метану процес горіння знову стане неможливим (верхня концентраційна межа поширення полум'я). Це можна пояснити тим, що при великих концентраціях метану стане маленькою концентрація кисню. Згідно із законом дії мас, знову швидкість реакції зменшиться (рис.2.2).

У якому випадку відбувається горіння, а в якому вибух? Вибух відбувається при підпалюванні завчасно підготовленої суміші пального (у нашому прикладі метану) і окислювача (в нашому випадку – кисню повітря), якщо концентрація пального знаходиться між нижньою та верхньою межами поширення полум'я.

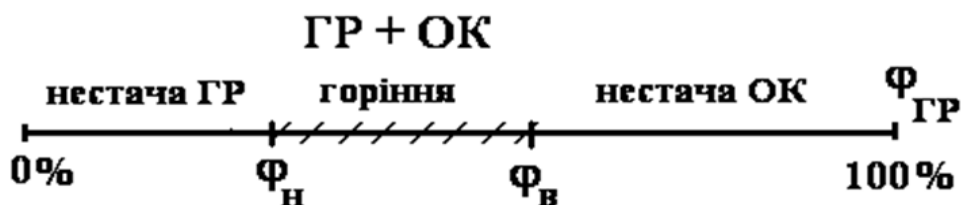
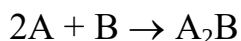


Рисунок 2.2 – Концентраційні межі поширення полум'я

Така саме реакція відбувається у вигляді процесу горіння, якщо перемішування двох речовин відбувається поступово. При цьому швидкість горіння буде визначатися швидкістю подачі пального.

2.2.5 Поняття про механізм реакцій. Ланцюгові реакції

Більшість хімічних реакцій відбуваються за складним механізмом, тобто відбуваються в декілька стадій. Наприклад, реакція:

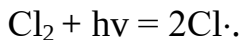


може складатися з однієї стадії, для цього потрібно зіткнення 3 часток ($2A + B$).

Утворення макроскопічних кількостей продуктів реакції внаслідок здійснення ланцюга елементарних актів взаємодії пов'язане з перебігом ланцюгових реакцій. Теорію ланцюгових реакцій розробили видатний учений М.М. Семенов та відомий англійський дослідник С.Н. Хіншелвуд, які у 1956 р. за свої праці в цій галузі були удостоєні Нобелівської премії.

Ланцюговими називаються реакції, які включають велику кількість стадій, що відбуваються послідовно. Здійснення цих реакцій зумовлено наявністю вільних радикалів, які перетворюють неактивні молекули на активні. **Вільні радикали** – це частинки, які мають неспарені електрони; більшість вільних радикалів дуже реакційно здатні та не в змозі накопичуватися в значних кількостях.

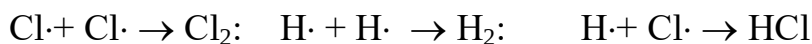
Розрізняють два типи ланцюгових реакцій – з *нерозгалуженням* і з *розгалуженням ланцюгом*. Прикладом реакцій першого типу є фотохімічний синтез хлороводню. Формування ланцюга починається з утворення радикалів (активних центрів):



Під дією кванта світла дисоціюють молекули хлору, а не водню, оскільки енергія розриву зв'язку $\text{Cl}-\text{Cl} = 243$, а $\text{H}-\text{H} = 436$ кДж/моль. Зростання ланцюга відбувається так:

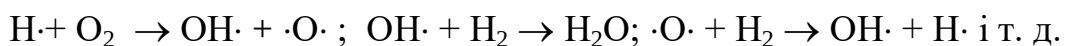


Обривається ланцюг внаслідок реакції рекомбінації:



Обривання ланцюга спричиняється швидким зменшенням кількості активних молекул, його розгалуження – наростанням кількості радикалів з кожною новою стадією.

Під час перебігу розгалужених ланцюгових реакцій, які виникають при вибухах, кількість активних молекул завжди наростає швидше, ніж зникає. Це зумовлено тим, що реакція одного вільного радикала приводить до утворення двох або більшої кількості нових вільних радикалів, причому один із них продовжує старий ланцюг, а інші – починають нові ланцюги. Прикладом реакцій такого типу є окислення водню. На першій стадії внаслідок нагрівання молекула водню може розщепитись на атоми. За наявності достатньої, але не надмірної кількості кисню і водню атоми між собою взаємодітимуть так:



Радикали, що утворюються за першими двома реакціями, забезпечують розвиток нерозгалуженого ланцюга, а атом Оксигену, що має дві вільні валентні електрони, розпочинає третю реакцію й утворює два додаткових радикали, які зумовлюють розгалуження ланцюга. Так з'являється ве-

личесне число вільних радикалів. «Розмноження» радикалів призводить до лавиноподібного перебігу процесу, який може викликати вибух.

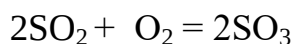
Розгалужені та нерозгалужені ланцюгові реакції відбуваються при горінні, під час вибухів, при крекінгу нафти, полімеризації, окисненні різних речовин.

2.2.6 Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє

Хімічні реакції бувають необоротні й оборотні. **Необоротні** реакції відбуваються доти, доки не витратиться одна з реагуючих речовин, тобто до кінця. **Оборотні** реакції відбуваються не до кінця, при цьому жодна з реагуючих речовин не витрачається повністю. Оборотна реакція може відбуватися як у прямому, так і у зворотному напрямках. Наприклад, реакція розкладу перманганату калію є необоротною:



Кінцеві продукти цієї реакції не можна сполучити між собою так, щоб утворилась вихідна речовина. Реакція взаємодії сульфур(IV) оксиду з киснем за наявності каталізатора



є оборотною, оскільки за температури 400 °C вона майже на 100 % відбувається у прямому напрямку, а у разі підвищення температури до 450 °C стає помітним розклад сульфур(VI) оксиду, тобто за цих умов одночасно відбуваються як пряма, так і зворотна реакції. Більшість хімічних реакцій належить до оборотних.

Стан системи реагуючих речовин (оборотної реакції), за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, називається **хімічною рівновагою**.

У стані хімічної рівноваги кількості вихідних речовин і продуктів реакції не змінюються, оскільки реакція відбувається в обох напрямках з од-

наковими швидкостями. Ось чому стан хімічної рівноваги має рухомий, динамічний характер.

З точки зору хімічної термодинаміки *в стані хімічної рівноваги енергія Гіббса системи має найменше значення.*

Константа хімічної рівноваги. Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її **константа**. Розглянемо це на прикладі взаємодії сульфур(IV) оксиду з киснем:



Швидкість прямої реакції, згідно з законом дії мас, дорівнює:

$$V_1 = k_1 [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2],$$

швидкість зворотної реакції

$$V_2 = k_2 [\text{SO}_3]^2,$$

У момент встановлення хімічної рівноваги $V_2 = V_1$, тобто

$$k_1 [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2] = k_2 [\text{SO}_3]^2$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$$

Відношення k_1 до k_2 є також сталою величиною, тому останнє рівняння можна записати так:

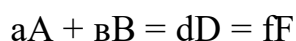
$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$$

Отже, в момент встановлення хімічної рівноваги відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин є сталою величиною. Ця величина називається константою хімічної рівноваги.

Рівноважні концентрації – це концентрації, що встановлюються в стані хімічної рівноваги.

Константа хімічної рівноваги показує, що за умови рівноваги концентрації всіх речовин пов'язані між собою: е разі зміни концентрації будь-якої з реагуючих речовин змінюються концентрації всіх інших речовин. У результаті встановлюється новий стан рівноваги і нові концентрації, але співвідношення між ними залишаються незмінними, вони відповідають константі рівноваги.

У загальному випадку для реакції:



$$K = \frac{[D]^d \cdot [F]^f}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

де [] позначають рівноважну концентрацію

Для будь-якої реакції константу рівноваги можна записати:

$$K = \frac{PS_i^{V_{KIN}}}{PS_i^{V_{POCH}}}$$

де $PS_i^{V_{KIN}}$ та $PS_i^{V_{POCH}}$ – добуток концентрацій кінцевих та початкових речовин в ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину перебігу процесу в момент досягнення стану рівноваги. Чим більша величина К, тим повніше взаємодіють речовини. Повнота перебігу процесу залежить від концентрації реагентів. Знаючи величину К, можна обчислити теоретично можливий вихід продуктів реакції. Величина константи хімічної рівноваги залежить від природи реагуючих речовин, температури і не залежить від тиску (в разі не дуже високого його значення), концентрації реагуючих речовин і продуктів реакції та від наявності або відсутності домішок.

За допомогою константи рівноваги можна обчислювати рівноважні концентрації речовин, що беруть участь в реакції.

Зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Стан хімічної рівноваги залишається незмінним доти, доки не зазнають змін зовнішні умови (температура, тиск, концентрація). Коли ж змінити ці умови, то рівновага системи порушиться. Це пояснюється тим, що в разі зміни зовнішніх умов швидкості прямої та зворотної реакцій стають різними: швидкість однієї з двох реакцій переважає над іншою, у результаті чого хімічна рівновага порушується.

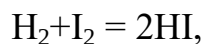
Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги визначається за правилом, яке дістало назву *принципу Ле-Шательє* (1884 р.) або *принципу рухомої (динамічної) рівноваги*:

якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги подіяти ззовні, то в системі відбудуватимуться зміни, що послаблюють або знищують цю дію.

Система перейде з одного стану рівноваги в інший, який відповідатиме новим умовам. Це пов'язано з тим, що зовнішня дія різною мірою змінює швидкість двох протилежноспрямованих процесів. Розглянемо вплив різних чинників на стан хімічної рівноваги.

Вплив концентрації на стан рівноваги. Згідно з принципом Ле-Шательє, введення в систему, що перебуває в стані рівноваги, додаткової кількості будь-якої з реагуючих речовин викликає зміщення рівноваги в тому напрямку, у якому її концентрація зменшується. Ось чому додавання в систему однієї з вихідних речовин спричиняє зміщення рівноваги вправо, а додавання продуктів реакції – вліво.

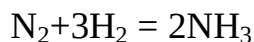
Якщо напрямок зміщення рівноваги в системі залежить від того, який з реагентів беруть у надлишку, то ступінь зміщення рівноваги в разі введення певної кількості реагента визначається стехіометричними коефіцієнтами речовин, що беруть участь у реакції. Наприклад, введення додаткової кількості водню в систему



що перебуває в стані рівноваги за певних температури й тиску, спричинить зростання швидкості прямої реакції, а швидкість зворотної реакції не зміниться, внаслідок чого рівновага порушиться. Зростання швидкості прямої реакції зумовить зменшення концентрацій водню і парів йоду, що, зі свого боку, приведе до сповільнення прямої реакції. Водночас концентрація HI збільшуватиметься, що спричинить прискорення зворотної реакції. Через деякий час знову встановиться стан хімічної рівноваги – швидкості прямої і зворотної реакцій зрівняються, при цьому концентрація HI стане вищою, а концентрація I_2 – нижчою, ніж до додавання H_2 .

Отже, у разі збільшення концентрації однієї з реагуючих речовин у системі, що перебувала в стані рівноваги, рівновага зміщується в бік витрати цієї речовини, а в разі зменшення її концентрації – у бік утворення цієї речовини.

Вплив тиску на стан рівноваги. Для газових систем на стан хімічної рівноваги впливає тиск, оскільки із збільшенням тиску зростає концентрація газових компонентів у даній системі. Реакції, що супроводжуються зменшенням об'єму, легше йдуть за підвищеного тиску. Отже, згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги в напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму, а зниження тиску – викликає зміщення рівноваги у протилежний бік. Отже, напрямок зміщення рівноваги визначається знаком ΔV . У разі обчислення ΔV можна знехтувати об'ємом негазоподібних реагентів. Для реакції утворення аміаку, що записується рівнянням:



в стані рівноваги швидкості прямої v_1 і зворотної v_2 реакцій становитимуть

$$v_1 = k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3, \quad v_2 = k_2[\text{NH}_3]^2.$$

Підвищення тиску вдвічі (за сталої температури) зумовить зменшення об'ємів вдвічі, що приведе до збільшення концентрацій реагуючих речовин у два рази. У перший момент після підвищення тиску концентрації газів у системі матимуть значення: $2[\text{H}_2]$; $2[\text{N}_2]$; $2[\text{NH}_3]$, а швидкості прямої і зворотної реакцій дорівнюватимуть

$$v_1^1 = k_1 2[\text{N}_2](2[\text{H}_2])^3 = 16[\text{N}_2][\text{H}_2]^3 = 16v_1,$$

$$v_2^1 = k_2 (2[\text{NH}_3])^2 = 4k_2[\text{NH}_3]^2 = 4v_2,$$

Отже, підвищення тиску вдвічі призведе до зростання швидкості прямої реакції в 16 разів, а зворотної – тільки в 4 рази, тобто пряма реакція переважатиме над зворотною. Хімічна рівновага порушиться. Встановиться вона знову лише після того, як зрівняються швидкості прямої та зворотної реакцій.

Із сказаного вище можна зробити висновок, що в разі підвищення тиску рівновага зміщується в бік зменшення числа молекул газів, тобто в бік зниження тиску, а в разі зниження тиску – у бік збільшення числа молекул газів, тобто в бік підвищення тиску.

Вплив температури на стан рівноваги. Згідно з принципом Ле-Шательє, під час нагрівання системи, що перебуває в стані рівноваги, остання зміщується в бік того з двох протилежноспрямованих процесів, який супроводжується поглинанням теплоти. Природно, що зниження температури зумовлює протилежний результат: рівновага зміщується в бік того процесу, який супроводжується виділенням теплоти. Отже, нагрівання сприяє перебігу ендотермічного, а охолодження – екзотермічного процесу.

Напрямок зміщення рівноваги внаслідок зміни температури визначається знаком теплового ефекту, ступінь зміщення рівноваги – абсолютною величиною теплового ефекту. Чим більше ΔH , тим більш значний вплив температури, і, навпаки, якщо величина ΔH близька до нуля, то зміна температури практично не впливає на стан рівноваги. Наприклад, рівновага реакції розкладу карбонату кальцію



у разі підвищення температури зміщується вправо, а рівновага реакції розкладу нітроген(II) оксиду

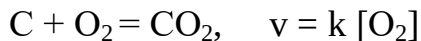


зміщується вліво.

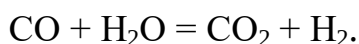
Значення принципу Ле–Шательє в хімії дуже велике, оскільки він дає змогу передбачити напрямок реакції за різних умов, і, отже, керувати перебігом реакцій.

2.2.7 Рівновага в гетерогенних системах. Фазова рівновага

Для гетерогенних реакцій у кінетичне рівняння концентрації твердих речовин не входять. Концентрація твердої речовини є сталою величиною і входить у константу швидкості. Так, наприклад, для реакцій горіння вугілля закон дії мас записується так:



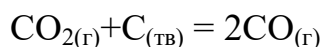
З кінетичної точки зору хімічні реакції часто класифікують за так званою молекулярністю та порядком. Молекулярність реакції визначається числом молекул, що беруть участь в елементарному акті хімічної взаємодії. Так, мономолекулярною є реакція розкладу молекули N_2O_4 на дві молекули NO_2 . Коли ж взаємодіють різні молекули, то така реакція називається бімолекулярною:



Оскільки одночасне зіткнення великої кількості молекул малоймовірно, то реакції, у яких бере участь більше трьох молекул реагуючих речовин, відбуваються в кілька стадій. Ось чому практично не існує реакцій з молекулярністю вищою, ніж три.

Порядок реакції визначається сумою показників ступенів концентрацій у виразі закону дії мас.

Для гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги, аналогічно до виразу закону дії мас, входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі. Тому для реакції



вираз константи хімічної рівноваги запишеться так:

$$K = [\text{CO}]^2 / [\text{CO}_2].$$

Концентрація вуглецю (тверда речовина) не входить до виразу константи хімічної рівноваги тому, що це стала величина.

Фазою називається сукупність усіх однорідних частин системи, що мають однаковий склад і однакові властивості та відділені від інших частин системи поверхнею поділу. Наприклад, якщо у воді розчинити цукор, ми будемо мати однофазну систему, яка представляє собою розчин цукру у воді. Якщо частина цукру не розчиниться у воді, то буде двофазна система, яка складається з двох фаз: розчину цукру у воді та кристалів цукру. Перша система буде гомогенною, друга – гетерогенною. У другій системі між кристалами цукру та молекулами цукру в розчині через деякий час встановиться фазова рівновага: кількість молекул цукру, що переходять в розчин, буде дорівнювати кількості молекул, що осідають на поверхні кристалів цукру.

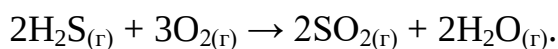
Гетерогенні рівноваги в процесі переходу речовин з однієї фази в іншу, що не супроводжуються зміною хімічного складу речовин, називаються **фазовими рівновагами**.

Речовини можуть існувати в трьох агрегатних станах: газоподібному, рідкому та твердому. Кожен агрегатний стан однієї речовини складає окрему фазу. Між різними агрегатними станами однієї речовини через деякий час може встановитися рівновага. Для фахівців з пожежної безпеки найбільш важливо розглянути фазову рівновагу води – речовини, яка є найбільш поширеним засобом пожежогасіння. Розглянемо більш докладно фазові рівноваги води.

Відомо, що вода здатна випаровуватись за будь-яких температур. Цей процес може тривати доти, доки встановиться рівновага (простір стає насиченою парою). Кожній температурі відповідає певний тиск (пружність) утвореної над водою пари, незалежно від того, який газ перебуває над водою.

Приклади розв'язання типових задач за темою 2.2

Задача №1. Скласти кінетичне рівняння для гомогенної газофазної реакції



Розв'язання: Якщо відсутні дані про порядки реакції за відповідними реагентами, то у першому наближенні можна скористатися формулюванням закону діючих мас і вважати, що швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій вихідних речовин, піднесених у ступені, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам перед формулами цих речовин у рівнянні реакції. Тоді для заданої реакції кінетичне рівняння має вигляд:

$$v = k \cdot C^2(\text{H}_2\text{S}) \cdot C^3(\text{O}_2)$$

Задача № 2. Як зміниться швидкість реакції $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$, якщо тиск в системі збільшити у два рази?

Розв'язання: Для газів концентрація речовин прямопропорційна до тиску. Згідно з законом діючих мас, $V = k \times C(\text{H}_2)^2 \times C(\text{O}_2)$.

Позначимо початкові концентрації водню – а; кисню – b.

$$V_1 = k \times a^2 \times b.$$

Після збільшення тиску в два рази концентрація водню буде – 2а; кисню – 2b.

$$V_2 = k \times (2a)^2 \times (2b) = 8ka^2b. \quad V_2/V_1 = 8ka^2b/ka^2b = 8,$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться в 8 разів.

Задача № 3. Обчислити, у скільки разів збільшиться швидкість реакції, що перебігає у газовій фазі, при підвищенні температури від 20 до 60 градусів за Цельсієм, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.

Розв'язання: Згідно з правилом Вант-Гоффа, $V(T_2)/V(T_1) = \gamma^{\Delta T/10} = 3^{40/10} = 81$.

Відповідь: швидкість реакції збільшиться в 81 раз.

Задача № 4. Як зросте швидкість реакції при підвищенні температури з 400 до 450 К, якщо відомо, що енергія активації цієї реакції дорівнює 300 кДж/моль?

Розв'язання: Запишемо рівняння Арреніуса для двох температур.

$$k_{400} = A \times e^{-E(\text{акт})/(R \cdot 400)}, \quad k_{450} = A \times e^{-E(\text{акт})/(R \cdot 450)},$$

При однакових концентраціях відношення швидкостей реакцій буде дорівнювати відношенню констант швидкості:

$$V_{450}/V_{400} = k_{450} / k_{400} = e^{-E(\text{акт})/R (1/450 - 1/400)}$$

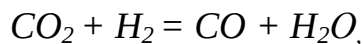
Після логарифмування будемо мати:

$$\ln(k_{450} / k_{400}) = (-300000/8.314) \cdot (1/450 - 1/400) = 10,02$$

$$k_{450} / k_{400} = 22471$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться в 22471 разів.

Задача №5. У посудині об'ємом 0,5 л змішали 0,5 моль водню та 1,0 моль вуглекислого газу. Обчислити константу рівноваги реакції:



якщо відомо, що до моменту встановлення рівноваги прореагувало 50% водню.

Розв'язання:

До моменту встановлення рівноваги прореагувало $(0.5 \times 50)/100 = 0,25$ моль водню. Згідно з рівнянням реакції прореагувало вуглекислого газу 0,25 моль і утворилось води та карбон(II) оксиду по 0,25 моль.

Розрахунок концентрації розчинів: рівноважні кількості (CO_2 , H_2 , CO , H_2O) складуть 0,75; 0,25; 0,25; 0,25 моль. Концентрації цих речовин відповідно дорівнюють:

($C = n/V$): 1,5; 0,5; 0,5; 0,5 моль/л.

$$K = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{0,5 \cdot 0,5}{1,5 \cdot 0,5} = 0,33$$

Відповідь: константа рівноваги 0,33.

Завдання для самоконтролю за темою 2.2

Питання:

1. Що таке швидкість хімічної реакції?
2. Від яких факторів залежить швидкість реакції?
3. Що таке константа швидкості?
4. Сформулюйте закон діючих мас для швидкості хімічної реакції.
5. Що таке температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції?
6. Який механізм хімічної реакції називають ланцюговим?
7. Що таке інгібітори горіння? Навести приклади.
8. Що таке хімічна рівновага?
9. Запишіть закон діючих мас для реакції синтезу аміаку.
10. Які основні принципи зміщення хімічної рівноваги?

Тести:

1. Швидкість гомогенної реакції визначається зміною кількості будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу, віднесену до одиниці об'єму, визначається формулою:

• $aA + bB = \text{продукти}$

• $n/V = c$

- $v = (1/V) dn/d\tau$

- $v = dc/d\tau$

2. Швидкість хімічної реакції за сталої температури прямопропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам - ...

- Константа швидкості реакції
- Закон діючих мас
- Середня швидкості реакції
- Фазова рівновага

3. Швидкість хімічної реакції залежить від...

- Природи реагуючих речовин
- Концентрації
- Температури та наявності каталізатора
- Від всіх цих факторів

4. При підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2-4 рази – це ...

- Рівняння Арреніуса
- Закон Вант-Гоффа
- Принцип Ле-Шательє
- Закон дії мас

5. Термодинаміка дає універсальне співвідношення між стандартною зміною енергії Гіббса і величиною константи хімічної рівноваги:

- $v = (1/V) dn/d\tau$

- $v = dc/d\tau$

- $\Delta G^0 = - RT \ln K$

- $PV = (m / M) RT$

6. Якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги подіяти ззовні, то в системі відбуватимуться зміни, що послаблюють або знищують цю дію - ...

- Принцип Ле-Шательє
- Закон Вант-Гоффа
- Закон дії мас
- Закон Авогадро

7. Стан системи реагуючих речовин (оборотної реакції), за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, називається

- Хімічною рівновагою
- Константою швидкості реакції
- Гомогенною реакцією
- Термодинамічною системою

8. Речовини, які прискорюють швидкість реакції, але не витрачаються в результаті її перебігу, називаються - ...

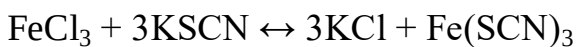
- каталізаторами
- інгібіторами
- аналізаторами
- реагентами

9. Стан системи, який не змінюється в часі при незмінних зовнішніх факторів називається:

- Рівноважним
- Нерівноважним
- Ізотермічним

•Ізобарним

10. Запишіть вираз константи хімічної рівноваги для реакції



$$K = \frac{[\text{KCl}]^3 \cdot [\text{Fe}(\text{SCN})_3]}{[\text{FeCl}_3] \cdot [\text{KSCN}]^3}$$

$$K = \frac{[\text{FeCl}_3]^3 \cdot [\text{KSCN}]}{[\text{KCl}]^3 \cdot [\text{Fe}(\text{SCN})_3]^3}$$

$$K = \frac{[\text{KCl}] \cdot [\text{Fe}(\text{SCN})_3]^3}{[\text{FeCl}_3] \cdot [\text{KSCN}]}$$

$$K = \frac{[\text{FeCl}_3] \cdot [\text{KSCN}]^3}{[\text{KCl}]^3 \cdot [\text{Fe}(\text{SCN})_3]}$$

11. У яких реакціях може спостерігатись хімічна рівновага?

- необоротніх
- оборотніх
- необоротніх та оборотніх
- має значення агрегатний стан початкових речовин

12. Що таке рівноважна концентрація?

- Це концентрація, що встановлюється у стані хімічної рівноваги
- Це початкова концентрація реагентів
- Це кінцева концентрація продуктів реакції
- Рівноважної концентрації не існує

Задачі:

1. Як зміниться швидкість реакції $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$, якщо

а) концентрацію водню збільшити у два рази, б) концентрацію кисню зменшити у три рази?

2. Як зміниться швидкість реакції $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, якщо концентрацію водню збільшити в 3 рази, а концентрацію кисню зменшити у двічі?

3. Як зміниться швидкість реакції, якщо температуру підвищити з 0 до 50 °С? Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.

4. При підвищенні температури на 20 К швидкість реакції зростає у 9 разів. Як зміниться швидкість цієї реакції, якщо температуру підвищити на 30 К?

5. Як зміниться швидкість реакції $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, яка перебігає в замкненому просторі, якщо об'єм системи зменшити в 3 рази, а температуру підвищити на 20 К? Температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 2.

6. При підвищенні температури від 300 К до 400 К швидкість реакції зросла в 1000 разів. Визначте енергію активації цієї реакції.

7. Як зросте швидкість реакції при підвищенні температури з 400 до 450 К, якщо відомо, що енергія активації цієї реакції дорівнює 30 кДж/моль?

8. Рівновага в системі $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ досягнута при концентраціях $[SO_2] = 1$ моль/л; $[O_2] = 2$ моль/л; $[SO_3] = 2$ моль/л. Обчисліть константу рівноваги і вихідні концентрації діоксиду сірки та кисню.

9. Реакція перебігає за рівнянням $H_2 + Cl_2 = 2HCl$. Вихідні концентрації H_2 і Cl_2 становлять 2,0 і 1,0 моль/л відповідно. Якою буде концентрація HCl в стані рівноваги, якщо $K = 2$.

10. Константа рівноваги реакції $H_2 + I_{2(g)} = 2HI_{(g)}$ при $T=800$ К дорівнює 0,16. Обчисліть зміну енергії Гіббсу цієї реакції.

Тема 2.3 Утворення розчинів

2.3.1 Поняття про розчини. Склад розчинів

Вивчення розчинів стало необхідним вже з перших кроків теоретичної хімії. **Розчинами** називаються гомогенні термодинамічно стійкі системи змінного складу з двох і більшого числа компонентів. Розчин складається з розчинених речовин і розчинника, тобто середовища, у якому ці речовини рівномірно розподілені у вигляді молекул або йонів.

Маса розчину складається з суми мас розчинника та розчинених речовин, оскільки маса позначається m , то маємо:

$$m_{\text{розчину}} = m_{\text{розчинника}} + m_{\text{розчиненої речовини}}$$

Компонент, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину, прийнято вважати **розчинником**. Якщо агрегатний стан речовин однаковий, то розчинником вважають речовину, маса якої більша. Для водних розчинів за традицією прийнято саме воду називати розчинником.

Найчастіше, якщо розчин утворюється при змішуванні систем газ-газ, рідина-рідина, тверда речовина-тверда речовина, то розчинником вважають компонент, кількість якого переважає.

Розчини бувають газоподібними, рідкими і твердими.

Тверді розчини – бронза (сплав міді та олова), сталь (розчин вуглецю в залізі), рубін (розчин хром(III) оксиду в корунді Al_2O_3).

Рідкий розчин – цукор у воді.

Газоподібний розчин – повітря. Газоподібні розчини зазвичай називають газовими сумішами.

Найбільше практичне значення мають рідкі розчини, оскільки в них відбувається більшість реакцій.

Процес утворення розчину є проміжним між хімічним і фізичним процесами. Склад розчинів у деякому інтервалі концентрацій, температур і тиску може змінюватись безперервно. Оскільки розчини не мають сталого складу і до них не можна застосувати закони стехіометрії, розчини набли-

жаються до механічних сумішей. Однорідність, значні об'ємні й енергетичні ефекти, що супроводжують процес розчинення багатьох речовин, наближають розчини до хімічних сполук.

Перші праці з вивчення властивостей розчинів належать М.В. Ломоносову. Процес переходу речовини, яку розчиняють, у товщу розчинника називається **розчиненням**. Розчинення відбувається згідно із законами дифузії. Цей процес не є результатом простого механічного змішування. Розчинення речовин супроводжується виділенням або поглинанням теплоти та зміною об'єму. Ці явища, а також деякі інші вказують на хімічну взаємодію розчиненої речовини з розчинником. Це було встановлено у 80-х роках минулого століття Д.І. Менделєєвим, який розробив відому гідратну теорію, згідно з якою під час утворення розчинів відбуваються не тільки фізичні, а й хімічні процеси.

У процесі розчинення частинки речовини, що розчиняються, утворюють з молекулами розчинника відносно нестійкі сполуки, які часто мають змінний склад і називаються сольватами (якщо розчинником є вода – гідратами).

Під час розчинення речовини відбуваються такі процеси: зв'язок між частинками (молекулами, атомами, іонами) у речовині, яка розчиняється, та у розчиннику руйнується, що супроводжується поглинанням теплоти; одночасно утворюються сольвати, внаслідок чого виділяється теплота; далі відбувається розподіл сольватованих частинок речовини, яка розчиняється, в розчиннику, що супроводжується поглинанням теплоти. Загальний тепловий ефект процесу розчинення буде позитивним або негативним, залежно від того, що переважатиме: тепловий ефект сольватації частинок чи сума теплових ефектів дифузії і руйнування зв'язків між частинками речовини, яка розчиняється.

2.3.2 Класифікація розчинів

Відносний вміст компонента в розчині характеризується його **концентрацією**. Розчини з великою концентрацією розчиненої речовини називаються **концентрованими**, з малою – **розбавленими**.

Розчинність називають здатність речовини розчинятися в даному розчиннику при даній температурі.

Кількісно розчинність визначають вмістом речовини (концентрацією) в насиченому розчині. Найчастіше розчинність (**k**) виражають коефіцієнтом розчинності, який показує масу речовини, що розчиняється при даній температурі в 100 г розчинника з утворенням насиченого розчину.

$$k = \frac{m(\text{реч.}) \cdot 100}{m(p - \text{ка})}$$

Розчини бувають: ненасичені, насичені, пересичені.

Розчин, що містить речовини менше, чим визначено межею розчинності, називається **ненасиченими**. Додані кристалики речовини із часом розчиняються. **Насиченим** вважається розчин, що знаходиться в рівновазі з речовиною, що розчиняється. У насиченому розчині міститься гранична за даних умов кількість розчиненої речовини. У разі додавання речовини вже не розчиняється. Розчин є **пересиченим**, якщо в ньому міститься розчиненої речовини більше, ніж визначено межею розчинності. Розчинена речовина виділяється з розчину, додані кристалики збільшуються.

Класифікація розчинів може бути заснована і на інших ознаках. Залежно від природи розчинника розрізняють водні і неводні (спиртові, бензолні) розчини; залежно від рН середовища – кислі, нейтральні і лужні.

2.3.3 Способи вираження концентрації розчинів

Одним з основних параметрів розчину є його **склад**. Склад розчину можна кількісно виразити кількома способами. Згідно з рекомендацією ІЮПАК, **концентрацією розчиненої речовини** (не розчину!) називається відношення кількості або маси розчиненої речовини до об'єму розчину.

Концентрацію виражають у молях на літр або у грамах на літр.

Концентрація – це відношення неоднотипних величин. Відношення однотипних величин, наприклад, відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, називається часткою.

Отже, склад розчину можна виразити як концентрацією, так і часткою розчиненої речовини.

Масова частка (ω) – це відношення маси розчиненої речовини (m_1) до маси розчину ($\sum m_i$). Масову частку виражають у частках одиниці або у відсотках (0,5 або 50 %).

$$\omega_1 = \frac{m_1}{\sum m_i}.$$

Мольна частка (N_1) – це відношення кількості розчиненої речовини (n_1) до суми кількостей всіх речовин у розчині ($\sum n_i$). Мольна частка безрозмірна величина.

$$N_1 = \frac{n_1}{\sum n_i}.$$

Молярна концентрація (C) – це відношення кількості розчиненої речовини (n_1) до об'єму розчину (V). Молярність виражають у молях на літр (скорочено М).

$$C_1 = \frac{n_1}{V}.$$

Молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація, нормальність) – це відношення кількості молей еквівалента розчиненої речовини ($n_{\text{екв}}$) до об'єму розчину. По аналогії з молярною концентрацією молярну концентрацію еквівалентів, або нормальність виражають в моль/л і позначають C_f , C_n або N .

$$C_1(\text{екв}) = \frac{n_1(\text{екв})}{V}.$$

Особливістю еквінормальних розчинів (еквінормальні – це розчини однакової нормальності) є те, що однакові об'єми їх взаємодіють без зали-

шку. У разі неоднакових нормальностей реагуючих розчинів останні взаємодіють в об'ємних співвідношеннях, обернено пропорційних їх нормальностям.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{f_2}}{C_{f_1}} \quad \text{чи} \quad V_1 C_{f_1} = V_2 C_{f_2}.$$

Молярність (C_m) – число молей розчиненої речовини (n_1), що міститься в 1000 г розчинника.

$$C_m(1) = \frac{n_1}{m(\text{розчинника})}.$$

Масова концентрація (Титр розчину) – відношення маси компонента $m(X)$ до об'єму розчину

$$T(X) = \frac{m(X)}{V(\text{розчинну})}.$$

Розчинність речовин часто виражають масою речовини, що міститься в 100 масових частках розчинника. Наприклад, розчинність натрій хлориду за температури 18 °С дорівнює 35,86 г у 100 г води.

Якщо реакції відбуваються між розчинами речовин, їх склад зручно виражати через молярну концентрацію еквівалента. У цьому разі легко обчислити, у яких об'ємних відношеннях слід змішати розчини, щоб розчинені речовини прореагували без залишку (табл. 2.1).

Таблиця 2.1 – Способи розрахунку концентрацій

	ω	C , моль/л	N , моль _{екв.} /л	T , г/мл
ω	-	$\omega(X) = \frac{C(X) \cdot M(X)}{10 \cdot \rho}$	$\omega(X) = \frac{N(X) \cdot E(X)}{10 \cdot \rho}$	$\omega(X) = \frac{100 \cdot T}{\rho}$
C , моль/л	$C(X) = \frac{10 \cdot \rho \cdot \omega}{M(X)}$	-	$C(X) = N(X) / Z(X)$	$C(X) = \frac{10 \cdot T}{M(X)}$

$N,$ МОЛЬ _{екв.} /Л	$N(X) = \frac{10 \cdot \rho \cdot \omega}{E(X)}$	$N(X) = E(X) \cdot C(X)$	-	$N(X) = \frac{1000 \cdot T}{E(X)}$
$T,$ Г/МЛ	$T(X) = \frac{\rho \cdot \omega}{100}$	$T(X) = \frac{C(X) \cdot M(X)}{1000}$	$T(X) = \frac{N(X) \cdot E(X)}{1000}$	-

Основна перевага цих розчинів полягає в тому, що розчини однакової концентрації реагують між собою в однакових об'ємних співвідношеннях. Так, для нейтралізації 1 л розчину хлоридної кислоти з концентрацією 1 моль еквівалентів на літр потрібно точно 1 л розчину натрій гідроксиду такої самої концентрації, оскільки кожен із цих розчинів містить по одному еквіваленту речовини в 1 л.

Приклади розв'язання типових задач за темою 2.3

Задача №1. Знайти молярну і нормальну концентрацію 49 %-ного розчину ортофосфорної кислоти ($\rho = 1,88 \text{ г/см}^3$).

Розв'язання.

Для розв'язування задач цього типу можна використовувати формули:

$$C_M = \frac{10 \cdot C_{\%} \cdot \rho}{M} \qquad C_N = \frac{10 \cdot C_{\%} \cdot \rho}{E}$$

$$C_M = \frac{10 \cdot 49 \cdot 1,33}{98} = 6,65M; \quad C_N = \frac{10 \cdot 49 \cdot 1,33}{32,7} = 19,93N$$

Задача № 2. Обчисліть масу води та пентагідрату купруму (II) сульфату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, які необхідні для приготування 500 мл розчину з масовою часткою безводної солі CuSO_4 8% ($\rho = 1,084 \text{ г/мл}$).

Розв'язання.

Знаходять масу одержаного розчину: $m = V \cdot \rho$, $m = 500 \cdot 1,084 = 542 \text{ г}$.

Маса CuSO_4 у цьому розчині складає $542 \cdot 0,08 = 43,36 \text{ г}$.

Знаходять масу кристалогідрату, в якому міститься 43,36 г CuSO_4 .

$M(\text{CuSO}_4) = 159,6$ г/моль, $M(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}) = 249,7$ г/моль, тоді

$$\begin{array}{rcl} 249,7 \text{ г } \text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O} & \text{містять} & 159,6 \text{ г } \text{CuSO}_4 \\ x - & \text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O} & \text{-----} 43,36 \text{ г } \text{CuSO}_4 \end{array}$$

$$x = 249,7 \cdot \frac{43,36}{159,6} = 67,82$$

Маса води, необхідна для приготування розчину, складає

$$m_{\text{розчину}} - m_{\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}} = 542 - 67,8 = 474,2 \text{ г.}$$

Задача №3. Скільки грамів натрій сульфату потрібно для приготування 5 л 8%-ного розчину, густина якого дорівнює 1,075 г/мл?

Розв'язування: потрібно знати масу розчину, а також кількість розчиненої речовини, їх можна визначити, якщо відома процентна концентрація. Але в умові задачі кількість розчину подана в одиницях об'єму, а не в одиницях маси. Для визначення шуканої величини використовуємо таке співвідношення:

$$m_{\text{р-ну}} = \rho \cdot V.$$

При цьому необхідно дотримуватися однієї умови: об'єм і густина розчину мають бути виражені в одній системі одиниць. Якщо густину розчину подано в г/мл, то його об'єм потрібно виражати також у мл, тобто $V = 5 \text{ л} = 5000 \text{ мл}$, звідки $m_{\text{р-ну}} = 5000 \text{ мл} \cdot 1,075 \text{ г/мл} = 5375 \text{ г}$.

Маса розчиненої речовини становить 8 % від маси всього розчину, тоді

$$m_{\text{розч.р-ни}} = 5375 \cdot 8/100 = 430 \text{ г.}$$

Відповідь: Отже, для приготування 5 л 8%-ного розчину потрібно взяти 430 г Na_2SO_4 .

Задача №4. Яку кількість натрій нітрату треба взяти для приготування 300 мл 0,2 М розчину?

Розв'язання.

Молярна концентрація означає, що в 1 л розчину міститься 0,2 моль NaNO_3 . Для того, щоб розрахувати масу NaNO_3 в грамах, потрібно спочатку обчислити його молярну масу, тобто

$$M(\text{NaNO}_3) = 23 + 14 + 48 = 85 \text{ г/моль.}$$

Таким чином, 1 моль NaNO_3 містить 85 г речовини

0,2 моль NaNO_3 містить $m'_{\text{р.р-ни}}$

Отже, $m'_{\text{розч.р-ни}} = 0,2 \cdot 85 / 1,0 = 17 \text{ г.}$

Як бачимо, в 1 л розчину міститься 17 г NaNO_3 . Кількість NaNO_3 в даному об'ємі розчину (300 мл) знайдено за такою пропорцією:

$$1000 \text{ мл вміщує } 17 \text{ г } \text{NaNO}_3$$

$$300 \text{ мл} - m_{\text{розч.р-ни}}$$

Тоді $m_{\text{розч.р-ни}} = 300 \cdot 17 / 1000 = 5,1 \text{ г.}$

Відповідь: Для приготування 300 мл 0,2 М розчину NaNO_3 потрібно його взяти 5,1 г.

Задача №5. До якого об'єму потрібно розбавити 500 мл 20%-ного розчину хлориду натрію (густина 1,152 г/мл), щоб одержати 4,5%-ний розчин густиною 1,029 г/мл?

Розв'язання.

Для початку потрібно знайти масу NaCl , що міститься в первинному розчині. Попередньо обчислимо масу цього розчину, тобто

$$m_{\text{р-ну}} = \rho \cdot V = 1,152 \cdot 500 = 576 \text{ г.}$$

Далі складаємо таку пропорцію:

у 100 г розчину міститься 20 г NaCl ;

у 576 г розчину – m г NaCl .

Звідси $m(\text{NaCl}) = 576 \cdot 20 / 100 = 115,2 \text{ г.}$

Знаючи кількість розчиненої речовини та концентрацію, одержаного розчину, можна розрахувати його масу, а саме:

4,5 г NaCl міститься в 100 г розчину

115,2 г NaCl – у m_{p-ny} .

Тепер $m_{p-ny} = 115,2 \cdot 100 / 4,5 = 2560$ г.

Об'єм одержуваного розчину знаходимо за таким співвідношенням:

$$V = m_{p-ny} / \rho = 2560 / 1,029 = 2488 \text{ мл}$$

Відповідь: первинний розчин потрібно розбавити дистильованою водою до об'єму 2488 мл.

Завдання для самоконтролю за темою 2.3

Питання:

1. Що таке розчини?
2. Що таке розчинність?
3. Що таке концентрація?
4. Наведіть класифікацію розчинів?
5. Що таке масова частка, молярна частка, молярна концентрація, моляльність?
6. Які агрегатні стани можуть мати розчини? Наведіть приклади.
7. Чим відрізняються ненасичені, насичені та пересичені розчини між собою?
8. Яким чином визначають розчинник у системах з однаковим агрегатним станом компонентів?
9. Як впливають енергетичні ефекти (поглинання та виділення теплоти) на загальний тепловий ефект процесу розчинення?
10. Яким чином можна експериментально визначити, що розчин насичений?

Тести:

1. Молярна концентрація (молярність) виражається числом молів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину (моль/л), визначається:

☐ $C = n/V$

- ☐ $n = m/M$
- ☐ $n = N/ N_A$
- ☐ $PV = (m / M) RT$

2. Укажіть правильне визначення масової частки розчиненої речовини:

- ☐ відношення маси розчиненої речовини до об'єму розчину
- ☐ відношення маси розчину до об'єму розчину
- ☐ відношення маси розчиненої речовини до маси розчину
- ☐ відношення маси розчинника до маси розчину.

3. Розчинник – це...

- ☐ Речовина, що прискорює реакцію
- ☐ речовина, якої менше
- ☐ Речовина, що запобігає випаровуванню рідини.
- ☐ компонент розчину, вміст якого більший і який має з розчином

один агрегатний стан

4. Вкажіть агрегатний стан такого розчину, як повітря

- ☐ твердий
- ☐ газоподібний
- ☐ рідкий
- ☐ плазма

5. Концентрація, що відображає кількість моль розчиненої речовини в 1 кг розчину:

- ☐ Молярна концентрація
- ☐ Моляльна концентрація
- ☐ Мольна доля

☐ Мольний відсоток

6. Концентрація, що відображає кількість моль розчиненої речовини в 1 л розчину:

- ☐ Молярна концентрація
- ☐ Моляльна концентрація
- ☐ Мольна доля
- ☐ Титр

7. Концентрація, що відображає кількість моль-еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину

- ☐ Молярна концентрація
- ☐ Моляльна концентрація
- ☐ Нормальна концентрація
- ☐ Титр

8. Який з наведених прикладів є істинним розчином?

- ☐ Пісок у воді
- ☐ Сіль у воді
- ☐ Олія у воді
- ☐ Камінь у воді

9. Як називається речовина, що розчиняється в розчині?

- ☐ Розчинник
- ☐ Осад
- ☐ Розчинена речовина
- ☐ Домішка

10. Який розчин називають ненасиченим?

- ☐ Розчин, що містить максимальну кількість розчиненої речовини
- ☐ Розчин, у якому ще можна розчинити речовин
- ☐ Розчин, що містить осад
- ☐ Розчин, який містить лише розчинник

11. Який з наведених розчинів є насиченим?

- ☐ Сіль у воді, де більше не розчиняється сіль
- ☐ Сіль у воді, де ще можна додати сіль
- ☐ Сіль у воді, де розчин утворює осад
- ☐ Розчин, де зовсім немає солі

12. Що називають розчинником?

- ☐ Речовина, що утворюється в результаті змішування
- ☐ Речовина, що розчиняється в іншій речовині
- ☐ Речовина, в якій розчиняється інша речовина
- ☐ Речовина, що осаджується

Задачі:

1. Обчислити молярну концентрацію розчину калій гідроксиду, якщо в 3 л розчину міститься 10 г речовини.

2. Розрахувати масу лугу натрій гідроксиду для приготування 2 л розчину із молярною концентрацією 1моль/л, який використовується у фармації.

3. Обчисліть молярну концентрацію розчину барій хлориду масою 29,4 г ($\rho = 3,3$ г/мл) з масовою часткою солі 28,35%.

4. Молярна концентрація розчину калій гідроксиду дорівнює 3,8 моль/л, його густина складає 1,17 г/мл. Обчислити масову частку КОН в цьому розчині.

5. Скільки мілілітрів 40 %-ного розчину H_3PO_4 , ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$) необхідно для виготовлення: а) 400 мл 0,25 М розчину; б) 3 л 0,15 н розчину?

6. Скільки моль натрій хлориду міститься в 100 мл фізіологічного 0,9 % розчину ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) ?

7. Скільки г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$, що застосовується як послаблюючий засіб, необхідно розчинити в 250 г води для одержання розчину, який містить 5 % безводної солі?

8. Скільки кг 40 % і 10 %-ного розчинів глюкози необхідно для приготування 100 кг 25 %-ного розчину?

9. Скільки мл 0,1 н H_2SO_4 можна приготувати з 80 мл 0,75 М розчину тієї ж кислоти?

10. Визначити молярну концентрацію натрій хлориду в його розчині об'ємом 100 мл, який містить 56 г солі.

Тема 2.4 Дисперсні системи

2.4.1 Поняття про колоїдні системи. Добування колоїдних систем

Однією з важливих хімічних дисциплін є колоїдна хімія – наука про високодисперсне становище речовини. Основною колоїдно–хімічною характеристикою є **дисперсність**. Систему, утворену з часточок подрібненої речовини, називають дисперсною. Існують системи, у яких подрібнені (дисперговані) речовини і середовище, у якому вони містяться, утворюють гетерогенну суміш. Дисперговані речовини таких систем називають **дисперсною фазою**, а середовище, у якому вони містяться – **дисперсним середовищем**. На властивості рідких дисперсних систем впливає ступінь подрібненості (дисперсності) дисперсної фази. Залежно від розмірів часточок дисперсної фази розрізняють:

- 1) істинні розчини;
- 2) колоїдні розчини;

3) грубодисперсні системи.

Істинними розчинами називаються дисперсні системи, у яких молекули або іони твердої речовини рівномірно розподілені серед молекул розчинника. Розчинена речовина і розчинник в істинних розчинах утворюють, єдину однорідну рідку фазу, у якій немає поверхні поділу між дисперсною фазою і дисперсним середовищем. Однією з характерних особливостей істинних розчинів є те, що механічним способом неможливо розділити розчинник і розчинену в ньому речовину.

Колоїдні системи характеризуються розміром часточок дисперсної фази в межах від 1 до 100 нм. Такі системи іноді називають **золями**, а якщо дисперсна фаза перебуває в рідкому середовищі – **колоїдними розчинами**. Залежно від природи речовини середовища, розрізняють гідрозолі, аерозолі тощо. З погляду термодинаміки, більшість колоїдних систем не рівноважні (термодинамічно нестійкі), але з точки зору хімічної кінетики багато таких систем кінетично стійкі.

Залежно від агрегатного стану всі дисперсні системи поділяють на 9 типів (табл. 2.2). Скорочено тип колоїдної системи записується у вигляді дробу в числівнику якого назва дисперсної фази (т, р, г), а в знаменнику – дисперсного середовища.

Таблиця 2.2 – Типи дисперсних систем

Дисперсна фаза	Дисперсне середовище	Позначення	Тип системи	Приклади
Тверда	Рідка	Т/Р	Золі, суспензії	Дисперсії в природних водах, золі металів
Рідка	Рідка	Р/Р	Емульсія	Молоко, нафта
Газ	Рідка	Г/Р	Газові емульсії, піни	Мильна піна
Тверда	Тверда	Т/Т	Тверді колоїдні розчини	Мінерали, деякі сплави
Рідка	Тверда	Р/Т	Пористі тіла, гелі	Вологі ґрунти

Газ	Тверда	Г/Т	Пористі тела, ксерогелі	Пемза, силікагель
Тверда	Газ	Т/Г	Аерозолі (пили, дими)	Тютюновий дим, пил
Рідка	Газ	Р/Г	Аерозолі (тумани)	Туман, хмари
Газ	Газ	Г/Г	Системи з флуктуацією густини	Атмосфера

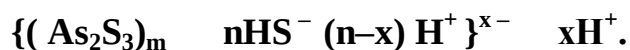
2.4.2 Колоїдні розчини (золі, гелі)

Колоїдні системи характеризуються розміром часточок дисперсної фази в межах від 1 до 100 нм. Такі системи іноді називають **золями**, а якщо дисперсна фаза перебуває в рідкому середовищі – **колоїдними розчинами**. Залежно від природи речовини середовища, розрізняють гідрозолі, аерозолі тощо. З погляду термодинаміки більшість колоїдних систем нерівноважні (термодинамічно нестійкі), але з точки зору хімічної кінетики багато таких систем кінетично стійкі.

Залежно від міцності зв'язку часточок дисперсної фази з часточками середовища поділяють на ліофільні (колоїдні часточки сильно взаємодіють з середовищем) і ліофобні (часточки практично не взаємодіють із середовищем). Якщо середовищем є вода, ліофільні системи називають гідрофільними, а ліофобні – гідрофобними.

До ліофобних колоїдних систем належать золі металів, сульфідів металів тощо, до ліофільних – золі білкових речовин, клеї, крохмаль, каучук і деякі інші. Особливістю колоїдних систем є їх сильно розвинена поверхня. Тому для колоїдних систем особливе значення мають поверхневі явища.

Будову міцели ліофобної колоїдної часточки можна записати схематичною формулою. Наприклад, для колоїдної часточки арсен(III) сульфідру As_2S_3 схематично формулу міцели записують так:



Ядро Адсорбційний шар Дифузний шар

Для цієї системи потенціал визначальними є іони HS^- , протиіонами – H^+ . Ліофобні колоїдні системи виявляють тенденцію до взаємодії часточок з утворенням складніших агрегатів. Процес збільшення розмірів часточок дисперсної фази золю називається **коагуляцією**.

Коагуляція може відбуватися під впливом різних чинників: введення електролітів, неелектролітів, зниження температури, кип'ятіння, дія сонячного проміння, перемішування тощо. Якщо під час коагуляції розмір часточок, які утворюються, перебільшує граничний розмір колоїдних міцел, то колоїдна система руйнується і замість неї виникає грубодисперсна система.

Колоїдні розчини відрізняються від суспензій порівняно великою стійкістю. Золі можуть зберігатись практично необмежений час без будь-яких змін. Найголовнішою особливістю колоїдних розчинів є їх стійкість у часі, зумовлена двома основними причинами: наявністю електричного заряду у колоїдних часточок і сольватної оболонки з молекул розчинника.

Важливою ознакою колоїдного стану є ефект Тіндаля–Фарадея (розсіювання світла міцелами колоїдної системи).

Унаслідок розсіювання світла колоїдні часточки, за якими стежать в ультрамікроскоп, мають вигляд точок, що світяться і перебувають у безперервному хаотичному русі.

2.4.3 Грубодисперсні системи (суспензії, емульсії, піни, аерозолі)

Найпоширенішими серед грубодисперсних систем є суспензії та емульсії.

Суспензії (зависі) – це системи, у яких частинки твердої речовини рівномірно розподілені між молекулами рідини (води). Тверді частинки можна побачити неозброєним оком. Наприклад, ретельно перемішана суміш розтертої крейди чи глини у воді; запарена кава; крохмаль, змішаний з холодною водою; зубна паста тощо. До суспензій належать будівельні розчини, фарби, значна кількість лікарських препаратів.

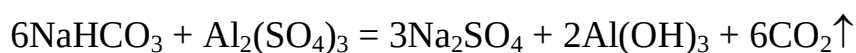
Суспензії використовуються в пожежній справі. Одним з обов'язкових компонентів такої суспензії є активна сіль. Це сіль, яка має вогнегасні властивості (карбонати, гідрокарбонати, фосфати лужних металів і т.д.). Суспензії мають підвищену в'язкість порівняно із звичайною водою, тому деякі суспензії використовують при гасінні твердих поверхонь. Такі засоби пожежогасіння повільніше стікають з вертикальних поверхонь, тим самим підвищується ефективність застосування води.

Емульсія називається дисперсна система, що складається з двох або більш рідких дисперсних фаз. Умови утворення емульсії – взаємна нерозчинність двох рідин, що утворюють емульсію. Прикладами емульсій є молоко (емульсія жиру у воді), вершкове масло (емульсія води в жирі), креми, мазі. Для утворення стійкої емульсії обов'язковою умовою є присутність емульгаторів. Як емульгатори переважно застосовують ПАР. Ефективними емульгаторами є мила. У разі відсутності ПАР емульсії швидко руйнуються – розшаровуються. Емульсії утворюються шляхом механічного диспергування (інтенсивного змішування, струшування, дією ультразвуку), а також витискуванням дисперсної фази крізь маленькі отвори під великим тиском.

Велике значення емульсії мають у житті людини. Жири є важливою складовою частиною харчування. Разом з тим вони не розчиняються у воді, а організм засвоює тільки такі жири, що знаходяться в стані емульсії. Тому добре засвоюються емульговані жири: молоко, вершки, сметана. Інші жири засвоюються в організмі тільки після переходу в стан емульсії під дією холієвих кислот. Миюча дія мила також базується на процесі емульгування забруднень жироподібного характеру при механічній дії.

У пожежній справі емульсії поки що не знайшли широкого застосування. Але запропоновано вживання деяких інгібіторів горіння (фреонів) у вигляді емульсії у воді. Такий засіб пожежогасіння об'єднує переваги води й ефективних інгібіторів горіння.

Піною називається комірково–плівочна система, окремі бульбочки (комірки) якої пов'язані одна з одною до загального каркасу розділяючими плівками. Бульбашки піни можуть мати великі розміри (декілька сантиметрів), але їх відносять до колоїдних систем. Для утворення стійкої піни необхідна наявність в системі стабілізатора (піноутворювача). Як піноутворювачі застосовують поверхнево-активні речовини. За способом утворення піни поділяють на хімічні та повітряно-механічні. Хімічна піна утворюється під час утворення газу за допомогою якоїсь хімічної реакції (газоутворюючий процес). Уперше піну для гасіння пожеж запропоновано вченим Лораном (у 1904 році). Як газоутворююча реакція була запропонована така:



Як перший піноутворювач був запропонований екстракт солодкового кореня. Спочатку використовували окремі піноутворюючі порошки (кислотний – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, лужний – NaHCO_3 + ПАР). Пізніше були запропоновані об'єднані піногенеруючі порошки (суха суміш NaHCO_3 + ПАР + $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$). В останній час хімічна піна використовується обмежено. Зараз переважно використовується повітряно–механічна піна. Як піноутворювачі використовуються речовини білкового походження (продукти переробки крові тварин та речовин рослинного походження), штучні ПАР (аніонактивні, катіонактивні, неіонні), фторовані піноутворювачі.

Однією з важливих характеристик піни є її кратність – відношення об'єму піни до об'єму рідини, з якої вона утворилась. Сьогодні одержані піни з кратністю до декількох тисяч. Важливою характеристикою піни є її стійкість, яка визначається часом існування піни. Найбільш стійкі піни існують від десятків хвилин до годин. Для підвищення стійкості піни до них додають водорозчинені полімери.

Аерозолями називають системи, у яких дисперсійним середовищем є газ. Аерозолі поділяють на такі класи: тумани (системи рідина/газ); пил –

диспергаційні аерозолі (тверда речовина/газ); дим – конденсаційні аерозолі (тверда речовина/газ). Пили можуть знаходитися в осаджуваному і завислому станах. Осаджений пил називається аерогелем, завислий аерозависю. Аерозолі речовин, що спроможні горіти, – вибухо- та пожежонебезпечні. Горіння аерозависів проходить подібно до горіння газо-повітряних сумішей, тобто звичайно у вигляді вибуху. Особливо тяжкі наслідки бувають після вибухів пилу у вугільних копалинах та пилу борошна на підприємствах харчової промисловості.

Суттєвий вплив на властивості пилів чинить *ступінь дисперсності* – це величина, обернена до середнього розміру частки пилу. Чим більший ступінь дисперсності, тим пожежо- та вибухонебезпечніший пил. На горіння пилів також впливає хімічна активність речовини, з якої утворений пил, його адсорбційна здатність, схильність пилу до електризації.

Аерозолі широко використовуються в пожежній справі. Так, для гасіння пожеж широко застосовуються порошкові вогнегасні суміші (ПВС). ПВС – це дрібнодисперсні порошки деяких речовин, що гальмують процес горіння (карбонати та гідрокарбонати лужних металів, фосфати амонію, сульфат калію та інші). Дисперсність таких порошоків досягає 10^5 м^{-1} . Основний вогнегасний ефект ПВС – гетерогенна рекомбінація радикалів, що утворюються під час горіння. У деяких випадках можливе інгібування реакцій горіння парою, що утворюється під час сублімації часток вогнегасного порошку. Встановлено, що охолоджуючий і розбавляючий ефект для ПВС не мають суттєвого впливу на припинення горіння. Для деяких вогнегасних порошоків (фосфатів амонію) одним з суттєвих ефектів вогнегасіння є утворення на поверхні матеріалу, що горить, плівки, яка припиняє надходження повітря до поверхні матеріалу та вихід продуктів термодеструкції з матеріалу.

В останні роки для гасіння пожеж стали використовувати аерозольуютьоворюючі суміші – АУС. АУС – це суміші окисника, пального та вогнегасного порошку. Після запалення цієї суміші відбувається інтенсивна реакція

горіння, при якій утворюється велика кількість газів (CO_2 , N_2 , H_2O), котрі, виходячи крізь сопло, розпилюють вогнегасний порошок. При цьому утворюється хмара аерозольного порошку, який гальмує процес горіння.

Грубодисперсні системи розшаровуються, тверді частинки, що утворюють дисперсну фазу, осідають упродовж кількох хвилин.

Швидкість процесу розшарування залежить від розмірів частинок дисперсної фази. Що вони більші, то швидше відбувається розшарування.

Приклади розв'язання типових задач за темою 2.4

Задача № 1. Що таке пили? Які фактори впливають на пожежо-небезпечність пилів? Чому дорівнює ступінь дисперсності пилу, якщо він складається з часток розміром 0,0002 см?

Розв'язання:

Пил – це дисперсна система, яка створена з газоподібного середовища та твердої дисперсної фази. Пили відносять до аерозолів, у яких дисперсійним середовищем є повітря. Пили можуть утворюватися при механічному здрібненні твердих речовин, а також методами кристалізації та сублімації. Пили можуть знаходитись в осаджуваному і завислому станах. Осаджений пил називається *аерогелем*, завислий – *аерозависсю*. Горіння аерозависей проходить подібно до горіння газоповітряних сумішей, тобто звичайно у вигляді вибуху.

Суттєвий вплив на властивості пилів чинить ступінь дисперсності – це величина оборотня середньому розміру частки пилу ($n=1/a$). Чим більша ступінь дисперсності, тим пил є пожежо – та вибухонебезпечнішим. На горіння пилів також впливає хімічна активність речовини, з якої утворений пил, його адсорбційна здатність, схильність до електризації.

$$n = 1/a = 1/0,0002 = 5000 \text{ (см}^{-1}\text{)}$$

Задача № 2. Визначити енергію Гіббса поверхні 10 г туману води, якщо поверхневий натяг води складає $71,84 \text{ мДж/м}^2$, дисперсність частинок (крапель води) 40 мкм^{-1} , густина води $0,996 \text{ г/см}^3$.

Роз'язання:

Енергію Гіббса поверхні визначається рівняння:

$$G_s = \sigma \cdot S,$$

де $\sigma = 71,84 \text{ мДж/м}^2 = 71,84 \cdot 10^{-3} \text{ Дж/м}^2$ – поверхневий натяг води, S – площа поверхні крапель.

Зв'язок між питомою поверхнею сферичних крапельок $S_{\text{пит}}$ та площею поверхні S , об'ємом V , дисперсністю D , задається формулою:

$$S_{\text{пит}} = S/V = 6D,$$

Звідкіля маємо:

$$S = 6DV = 6D(m/\rho),$$

де $m = 10 \text{ г} = 10 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ – маса води (туману), $\rho = 0,996 \text{ г/см}^3 = 996 \text{ кг/м}^3$ – густина води, $D = 40 \text{ мкм}^{-1} = 40 \cdot 10^6 \text{ м}^{-1}$ – дисперсність.

Отже:

$$S = 6 \cdot 40 \cdot 10^6 \cdot ((10 \cdot 10^{-3})/996) = 2409,6 \text{ (м}^2\text{)},$$

$$G_s = 71,84 \cdot 10^{-3} \cdot 2409,6 = 173,1 \text{ (Дж)}.$$

Відповідь: енергія Гіббса поверхні води - 173,1 (Дж).

Задача № 3. Які системи називають емульсіями? Наведіть приклади.

Роз'язання:

Емульсіями називаються дисперсні системи, що складаються з двох або більш рідких дисперсних фаз. Умови утворення емульсії – взаємна нерозчиненість двох рідин, що утворюють емульсію. Прикладами емульсій є молоко (емульсія жиру у воді), вершкове масло (емульсія води в жирі), креми, мазі. Для утворення стійкої емульсії обов'язковою умовою є присутність емульгаторів. Як емульгатори переважно застосовують ПАР.

Задача №4. Що таке колоїдно-дисперсні системи? Визначити тип колоїдно-дисперсної системи: тютюновий дим, пил, димова завіса.

Роз'язання:

Колоїдні системи характеризуються розміром часточок дисперсної фази в межах від 1 до 100 нм. Такі системи іноді називають золями, а якщо дисперсна фаза перебуває в рідкому середовищі – колоїдними розчинами.

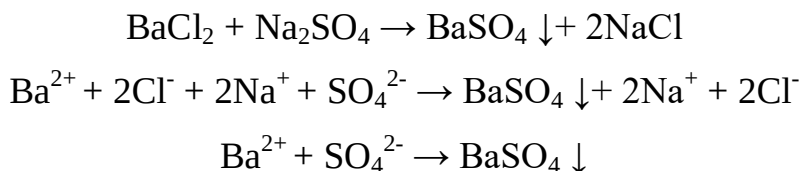
Тип колоїдно-дисперсної системи: тютюновий дим, пил, димова завіса – аерозолі (пили, дими), скорочений запис Т/Г. Аерозолями називають системи, в яких дисперсійним середовищем є газ. Аерозолі поділяють на такі класи: тумани (системи рідина/газ); пил – диспергаційні аерозолі (тверда речовина/газ); дим – конденсаційні аерозолі (тверда речовина/газ).

Задача №5. Запишіть формули міцел золів, що утворюються за хімічною реакцією



Роз'язання:

Рівняння реакції у молекулярній та порвній і скороченій іонній формах:

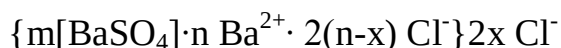


Оскільки в осад випадає BaSO_4 , то саме він буде складати тверду фазу золя. Відповідно до правила Фаянса-Панета, на поверхні кристалічної ґратки BaSO_4 можуть адсорбуватися або іони Ba^{2+} (у випадку надлишку BaCl_2), або іони SO_4^{2-} (у випадку надлишку Na_2SO_4).

Відповідно, у першому випадку проті іонами будуть Cl^- , а у другому випадку – Na^+ .

Пишемо формули міцели золя:

- для випадку надлишку BaCl_2 :



- для випадку надлишку Na_2SO_4 :



Завдання для самоконтролю за темою 2.4

Питання:

1. Чим відрізняються поняття розчин і колоїдний розчин?
2. Що таке коагуляція?
3. Що таке седиментація?
4. Що таке пептизація?
5. Чим золь відрізняється від гелю?
6. Що таке суспензії? Наведіть приклади.
7. Що таке аерозолі?
8. Що таке піни? Як вони утворюються?
9. Які основні типи дисперсних систем виділяють за агрегатним станом дисперсної фази та дисперсного середовища? Наведіть приклади.
10. Чому аерозолі вважаються вибухо- та пожежонебезпечними, і які їх властивості впливають на ефективність гасіння пожеж?

Тести:

1. При розмішуванні тонкоподрібненої крейди з водою утворюється:
 - ☐ емульсія
 - ☐ колоїдний розчин
 - ☐ суспензія
 - ☐ істинний розчин
2. До колоїдних розчинів належать:
 - ☐ золь
 - ☐ суспензія
 - ☐ піна
 - ☐ емульсія

3. Укажіть правильне твердження, яке характеризує суспензію:

- ☐ складається з двох рідких фаз
- ☐ складається з рідкої та твердої фази
- ☐ складається з рідкої та газоподібної фази
- ☐ складається з твердої та газоподібної фази

4. Визначте неоднорідну суміш:

- ☐ молоко
- ☐ лимонад
- ☐ чисте повітря
- ☐ оцет

5. Визначте дію, яку необхідно провести для прискорення розчинення у воді вуглекислого газу:

- ☐ розмішати
- ☐ охолодити розчин
- ☐ збільшити вміст газу
- ☐ зменшити тиск

6. Зі збільшенням дисперсності порошків їх адсорбуюча дія:

- ☐ не змінюється
- ☐ зменшується
- ☐ збільшується
- ☐ зникає

7. В колоїдних розчинах розміри часток розподіленої в них речовини не перевищує:

- ☐ 100 мкм

- ☐ 10 мкм
- ☐ 100 нм
- ☐ 10 нм

8. Піни – це....

☐ висококонцентровані дисперсні системи, в яких дисперсною фазою є тверді частинки, а дисперсійним середовищем – повітря або інший газ

☐ висококонцентровані суспензії, які мають структуру

☐ гетерогенні системи, в яких частинки твердої речовини або крапельки рідини зважені в газі

☐ грубодисперсні, висококонцентровані системи, в яких дисперсною фазою є бульбашки повітря, а дисперсним середовищем рідина у вигляді плівок.

9. Розділ хімії, у якому розглядають процеси утворення і руйнування дисперсних систем, а також їх характерні властивості, що пов'язані з поверхневими явищами на межі поділу фаз, має назву:

- ☐ Колоїдна хімія
- ☐ Аналітична хімія
- ☐ Органічна хімія
- ☐ Біологічна хімія

10. Розчинник – це....

- ☐ Сіль
- ☐ Рречовина, якої менше
- ☐ Вода
- ☐ компонент розчину, вміст якого більший і який має з розчином один агрегатний стан

11. Вкажіть агрегатний стан такого розчину, як повітря

- ☐ твердий
- ☐ газуватий
- ☐ рідкий
- ☐ плазма

12. Аерозолі – це

☐ висококонцентровані дисперсні системи, в яких дисперсною фазою є тверді частинки, а дисперсійним середовищем – повітря або інший газ

☐ висококонцентровані суспензії, які мають структуру

☐ гетерогенні системи, в яких частинки твердої речовини або крапельки рідини зважені в газі.

☐ грубодисперсні, висококонцентровані системи, в яких дисперсною фазою є бульбашки повітря, а дисперсним середовищем рідина у вигляді плівок.

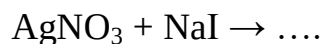
Задачі:

1. Які системи називають колоїдними? Місце колоїдних систем серед дисперсних.

2. Що зветься дисперсною системою, дисперсною фазою, дисперсним середовищем? Які ознаки характерні для дисперсних систем?

3. Класифікація дисперсних систем? Як пов'язана дисперсність з розміром частинок? Як визначається питома поверхня і як вона змінюється зі збільшенням дисперсності?

4. Запишіть формули міцел золів, що утворюються за хімічною реакцією



5. Визначити енергію Гіббса поверхні 15 г туману води, якщо поверхневий натяг води складає $53,83 \text{ мДж/м}^2$, дисперсність частинок (крапель води) 40 мкм^{-1} , густина води $0,996 \text{ г/см}^3$.

6. Укажіть відмінності між туманом, димом, пилом. Наведіть приклади цих колоїдно-дисперсних систем.

7. Що називають адсорбцією? Які види адсорбції ви знаєте?

8. Що таке піни? Як вони утворюються? Що впливає на стійкість пін? Що таке кратність пін? Як отримують піни? Де вони застосовуються?

9. Які явища називаються поверхневими? На які групи та за якими ознаками класифікують поверхнево-активні речовини (ПАР). Яку будову мають міцели колоїдних ПАР.

10. Наведіть приклади колоїдно-дисперсних систем типу Р/Р, Т/Р, Г/Р.

Тема 2.5 Гідроліз солей. Сучасні теорії кислот та основ

2.5.1 Класифікація та номенклатура солей

Соли – складні речовини, що у водних розчинах дисоціюють на катіони металів (або амонію NH_4^+) та аніони кислотних залишків (рис. 2.3).

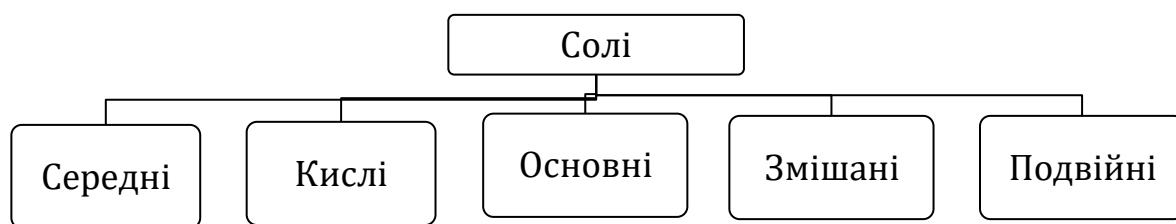


Рисунок 2.3 –Класифікація солей

У середній солі залишком основи є катіон металу, а кислотний залишок не містить атомів Гідрогену.

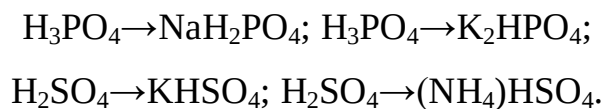
При дисоціації середні солі утворюють лише катіони металу чи металоподібних груп атомів та аніони – кислотні залишки. Наприклад:



Назви солей легко утворюються з назв катіонів і аніонів із застосуванням числових множників, числа Штока або числа Еванса–Бассета. Наприклад: Hg_2CrO_4 – димеркурій хромат(VI); димеркурій(I) хромат(VI); димеркурій(2+) хромат(VI); $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – діалюміній трисульфат(VI); алюміній(III) сульфат(VI); алюміній(3+) сульфат(VI).

Але солі можна називати і неповністю. Такі назви дозволяються у тих випадках, коли катіон має сталий ступінь окиснення. Наприклад: Na_3PO_4 – натрій фосфат(V); $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – кальцій нітрат(V), кальцій динітрат; K_2CO_3 – калій карбонат; K_2SiO_3 – калій силікат.

Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену, які визначають основність кислотних гідроксидів, на метал або металоподібні групи атомів. Кислі солі – це солі, які у водному розчині при дисоціації утворюють катіони металу і гідрогену(1+) та аніони кислотного залишку. Кислі солі утворюють лише багатоосновні кислоти. Наприклад:



Кислі солі багатоосновних кислот називаються так, як і середні, але з додаванням до назви аніона слова "гідроген", якщо треба, то з числовими множниками. Наприклад: NaHSO_4 – натрій гідрогенсульфат(VI); $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ – барій гідрогенсульфат(IV); $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – діамоній гідрогенфосфат(V).

Основні солі розглядають як продукти неповного заміщення гідроксид-іонів основних або амфотерних гідроксидів на залишки кислотних гідроксидів (кислот). В основних солях атом металу разом зі зв'язаною з ним гідроксогрупою утворює складний катіон, який вказується в їх формулах. Наприклад, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ замість $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ чи $\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, або $(\text{AlOH})\text{SO}_4$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ замість $\text{Al}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$.

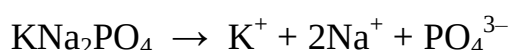
Основні солі утворюють лише багатокислотні гідроксиди. Основні солі містять катіони металу і аніони кислотного залишку та гідроксо- або оксо-групи. Тому основні солі є гідроксидо- та оксидосолями. Наприклад, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, $\text{Cr}(\text{OH})\text{SO}_4$ – гідроксидосолі; SbONO_3 , BiONO_3 – оксидосолі.

Основні солі (гідроксидо- та оксидосолі) можна називати як подвійні солі, вважаючи OH^- та O^{2-} за гетероаніони. Аніони перелічуються в алфавітному порядку. Приклад: $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$ – ферум(III) гідроксид сульфат(VI); $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ – алюміній гідроксид сульфат(VI); $\text{Bi}(\text{NO}_3)\text{O}$ – бісмут(III) нітрат(V) оксид; $\text{Sb}(\text{NO}_3)\text{O}$ – стибій(III) нітрат(V) оксид; SbOBr – стибій(III) бромід оксид; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ – дикупрум(II) ди-гідроксид карбонат; $\text{CaCl}(\text{OH})$ – кальцій гідроксид хлорид.

Подвійними солями називаються такі солі, які утворені кількома різними катіонами і одним і тим же аніоном (кислотним залишком). Наприклад, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, KNa_2PO_4 тощо.

Отже, подвійні солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на атоми двох чи кількох металів або металоподібних груп атомів. Утворення подвійних солей характерне для багатоосновних кислот та деяких металів (приклад: Al, Cr, Fe, V тощо).

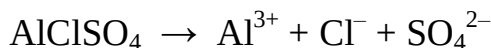
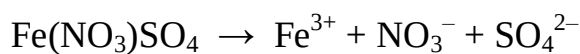
Подвійні солі у водних розчинах дисоціюють з утворенням двох видів катіонів і одного аніона, тобто тих йонів, які є у кристалічній структурі солі, і є сильними електролітами. Приклад:



У назві подвійних солей катіони перераховуються в алфавітному порядку (порядок назви солі може відрізнятися від порядку запису формули). Наприклад, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – алюміній калій дисульфат(VI); $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – амоній ферум(III) дисульфат(VI); K_2NaPO_4 – дикалій натрій фосфат(V); LiNaKPO_4 – калій літій натрій фосфат(V); $\text{NaNH}_4\text{KPO}_4$ – амоній калій натрій фосфат(V); $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ – калій хром(III) дисульфат(VI).

Змішані солі – солі, до складу яких входить один катіон металу або одна металоподібна група атомів, але два різних аніони, називаються змішаними. Наприклад, $\text{Al}(\text{NO}_3)\text{SO}_4$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)\text{SO}_4$.

Такі солі при дисоціації у водних розчинах утворюють один вид катіонів і два види аніонів. Наприклад:

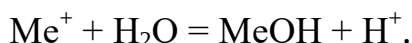


Змішані солі розчиняються у воді і є сильними електролітами. Такі солі утворюють лише багатокислотні основні або амфотерні гідроксиди. Формули змішаних солей записуються і читаються в алфавітному порядку. Наприклад, $\text{Al}(\text{NO}_3)\text{SO}_4$ – алюміній нітрат(V) сульфат(VI); $\text{Bi}(\text{NO}_3)\text{SO}_4$ – бісмут(III) нітрат(V) сульфат(VI); $\text{Cr}(\text{NO}_3)\text{SO}_4$ – хром(III) нітрат(V) сульфат(VI); $\text{Fe}(\text{ClO}_4)\text{SO}_4$ – ферум(III) сульфат(VI) хлорат(VII).

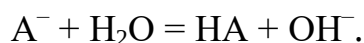
2.5.2 Взаємодія солей з водою. Поняття про гідроліз

Гідролізом солей називається обмінна реакція взаємодії іонів розчиненої солі з водою, у результаті якої утворюються малодисоційовані сполуки та змінюється рН середовища.

Більшість солей є сильними електролітами, вони дисоціюють на катіони металів та аніони кислотних залишків. Якщо катіону (Me^+) відповідає слабка основа, він зв'язує іони OH^- :

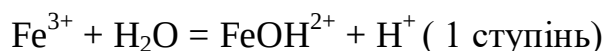


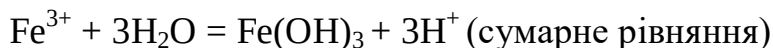
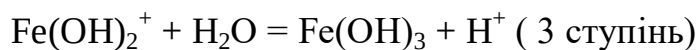
Якщо аніону (A^-) відповідає слабка кислота, він зв'язує іони H^+ :



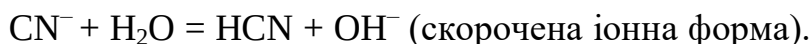
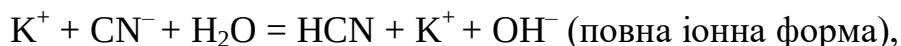
У першому випадку з'являються іони H^+ , що обумовлює підкислення розчину, а в другому випадку – іони OH^- , що обумовлює появу лужного середовища.

Солі, що утворені багатозарядними іонами, гідролізуються ступінчато:





Так само, як і йонні реакції, реакції гідролізу треба вміти записувати в молекулярній, повній іонній та скороченій іонній формах. Наприклад, відповідні реакції гідролізу ціаніду калію мають вигляд:



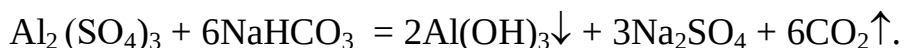
Гідроліз – процес оборотний і в більшості випадків до кінця не йде. Повнота гідролізу характеризується **ступенем гідролізу**, який являє собою відношення кількості гідролізованих молів солі до загальної кількості молів солі, які знаходяться в розчині. До реакції гідролізу солі стосуються всі положення про хімічну рівновагу. Константа рівноваги реакції гідролізу називається **константою гідролізу** солі.

При збільшенні температури рівновага гідролізу зміщується праворуч, оскільки пряма реакція ендотермічна. При постійній температурі рівновагу можна змістити праворуч, розбавляючи розчин.

Найбільш сильно гідролізуються солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою. У цьому випадку реакція гідролізу може йти практично до кінця, якщо продукти гідролізу виводяться зі сфери реакції, наприклад:



Якщо в розчині знаходяться дві солі, одна з яких гідролізується за катіоном, а інша – за аніоном, то вони посилюють сумісний гідроліз:

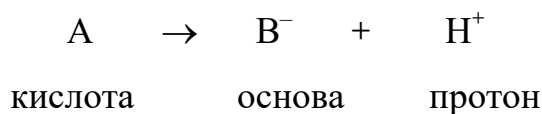


Така реакція використовується у вогнегасних речовинах як засіб утворення вуглекислого газу.

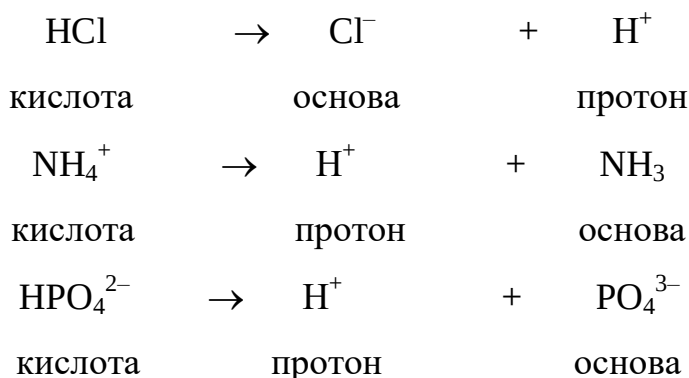
2.5.3 Теорія кислот і основ

У 1923 році І.Н. Бренстед і Т.М. Лоурі майже одночасно запропонували так звану протолітичну теорію кислот і основ. Відповідно до цієї тео-

рії, кислоти – це речовини, які у даній реакції виступають у ролі донора протона, а основи – речовини, які у даній реакції виступають у ролі акцептора протона, тобто здатні приєднувати протон Гідрогену:

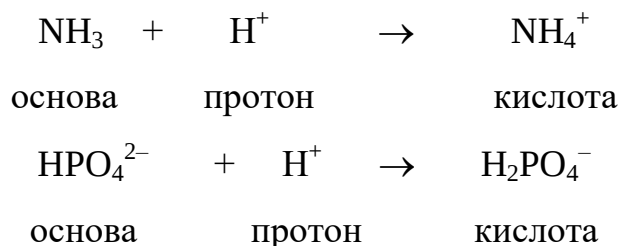


Наприклад:



Речовина, що виступає у ролі кислоти, віддаючи протон, перетворюється в сполучену основу. При цьому основа не обов'язково повинна містити гідроксильну групу, а представниками кислот й основ можуть бути не тільки нейтральні молекули, але й іони.

Основа, приєднавши протон, перетворюється в сполучену кислоту:



У сукупності при взаємодії кислоти з основою (реакція нейтралізації) ми маємо кислотно–основну пару.

Сила кислоти визначається здатністю віддавати протон, а основи – приєднувати його.

Сильні кислоти, легко віддаючи протон, перетворюються в сполучені основи, які погано приєднують протон. Тому для сильних кислот дисоціація йде практично незворотно.

Навпаки, слабкі кислоти, важко віддаючи протон, перетворюються у сильні сполучені основи, дисоціація у випадку цих кислот стає оборотним процесом, і рівновага зміщується у бік недисоційованої форми.

Як відомо, для слабких електролітів сила кислот і основ визначається величинами констант кислотності K_a й основності K_b . Якщо ці константи характеризують протолітичну взаємодію води з кислотою або основою, то добуток цих констант для сполученої кислотно – основної пари завжди дорівнює іонному добутку води K_w .

$$K_a(\text{HA}) \cdot K_b(\text{A}^-) = 10^{-14} \text{ або } pK_a(\text{HA}) + pK_b(\text{A}^-) = 14$$

$$K_a(\text{BH}^+) \cdot K_b(\text{B}) = 10^{-14} \text{ або } pK_a(\text{BH}^+) + pK_b(\text{B}) = 14$$

Тому константу основності K_b (або її показник pK_b) слабкої основи можна замінити на константу кислотності K_a (або pK_a , відповідно) сполученої кислоти цієї основи. Наприклад, силу аміаку у воді як основи ($pK_b = 4,76$) можна охарактеризувати показником кислотності його сполученої кислоти, тобто іона амонію – $pK_a(\text{NH}_4^+) = 14 - 4,76 = 9,75$. Слабка основа тим слабша, чим менше значення pK_a сполученої з ним кислоти.

2.5.4 Іонний добуток води

Невелике значення ступеня дисоціації води $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$ ($\alpha_{\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-9}$) свідчить про сильне зміщення рівноваги дисоціації вліво, тому концентрацію H_2O при постійній температурі можна вважати постійною. Отже, добуток постійних величин у правій частини рівняння – теж величина стала ($K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$). Тоді сталим є і добуток концентрацій іонів H^+ і OH^- в лівій частині рівняння. Цей добуток ($[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$) одержав назву **іонний добуток води**.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (при } 22^\circ\text{C)}$$

де $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – іонний добуток води, для якого прийняті й інші позначення: K_b , або K_w .

Для характеристики реакції середовища доцільно користуватися **водневим показником** – це величина, що характеризує кислотність середо-

вища і дорівнює від'ємному десятковому логарифму концентрації іонів Гідрогену $[H^+]$: $pH = -\lg[H^+]$

По аналогії з ним було введено *гідроксильний показник рОН*: $pOH = -\lg[OH^-]$

Логарифмуючи рівняння $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, одержимо:

$$\lg [H^+] + \lg [OH^-] = -14.$$

Якщо перемножити усі члени в останньому рівнянні на (-1) , то:

$$-\lg [H^+] - \lg [OH^-] = 14 \text{ або } pH + pOH = 14$$

Розглянемо можливі межі змінення рН та рОН показників залежно від реакції середовища в розчині.

У кислому середовищі концентрація іонів Гідрогену завжди вища, ніж концентрація гідроксильних іонів: $[H^+] > [OH^-]$, тому $[H^+] > 10^{-7}$, $pH < 7$.

У нейтральному середовищі концентрації іонів Гідрогену і гідроксил-іонів однакові: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, тому водневий показник: $pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-7} = 7$.

У лужному середовищі, навпаки, переважає концентрація гідроксильних іонів: $[H^+] < [OH^-]$ і тому $[H^+] < 10^{-7}$, $pH > 7$.

Експериментальне значення рН встановлюють за допомогою приладів (рН-метрів, іономерів) або індикаторів – складних речовин, що міняють колір залежно від рН розчину. Найбільш часто застосовують індикатори: лакмус, фенолфталеїн, метилоранж.

2.5.5 Вода як розчинник, її значення в пожежогасінні

Вода – найпоширеніша на Землі речовина. Вона вкриває майже 3/4 по верхні земної кулі. Вода має дуже велике значення в житті всього живого на нашій планеті. Так, згідно з сучасними уявленнями, виникнення живої матерії пов'язують з морем. Життєдіяльність будь-якого організму забезпечують хімічні та біохімічні процеси, які відбуваються у водному середовищі. Не випадково воду поряд з повітрям у стародавні часи вважали одним із першоелементів світу.

Вода в природі існує в трьох агрегатних станах: газоподібному (пара), рідкому і кристалічному (лід). Природна вода завжди містить різні домішки, здебільшого це розчинені у воді солі, гази, інколи кислоти; часто у воді є речовини, які в ній не розчиняються, а перебувають у вигляді суспензії. Для очищення води від твердих диспергованих речовин її фільтрують крізь пористі речовини (вугілля, випале на глина), фільтри-преси, суміш піску з гравієм. Нині очищають не тільки питну, а й стічні води, особливо води теплоелектростанцій, хімічних підприємств. Адже проблема охорони довкілля набуває все більшої актуальності, а одним з головних завдань людства є збереження чистоти водних ресурсів.

Для очищення води від розчинених у ній речовин застосовують адсорбцію – поглинання поверхнею адсорбента розчинених речовин. Адсорбцією можна очистити воду від органічних домішок (токсичних речовин, різних барвників тощо). Найефективнішими методами очищення води від розчинених у ній речовин є перегонка (дистиляція) та іонний обмін. Перегнана вода називається дистильованою.

Чиста вода – це безбарвна прозора рідина, густина якої за температури 4°C максимальна і дорівнює 1,00 г/см³. Із зниженням температури густина води зменшується, тому лід плаває на поверхні води. Точка замерзання води за тиску 101 кПа (1 атм) становить 0°C, точка кипіння +100°C. Вода має аномально високу теплоємність: 4,17 Дж/(г/К); теплота танення льоду за температури 0°C дорівнює 333,98 Дж/г, теплота випаровування за температури 100°C – 2253 Дж/г. Висока теплоємність і теплота випаровування роблять воду такою речовиною, яку найбільш доцільно використовувати в пожежогасінні (найбільший охолоджуючий ефект). Завдяки аномально високим теплоті танення льоду, теплоті випаровування і теплоємності води вона є регулятором температури на Землі.

Молекули води мають кутову будову. Атоми, що входять до складу молекули, розміщені у формі рівнобедреного трикутника, в основі якого розміщені два протони, а у вершині – ядро атома Оксигену. Атом Оксигену

в молекулі води перебуває в стані sp -гібридизації, саме тому валентний кут $H-O-H$ у молекулі H_2O ($104,5^\circ$) близький до тетраедричного ($109,5^\circ$). У молекулі води тільки чотири (дві пари електронів) із восьми електронів, що займають гібридизовані sp^3 -орбіталі атома Оксигену, утворюють зв'язки $O-H$, а дві інші пари електронів залишаються неподіленими. Вони зміщені відносно ядра атома Оксигену й утворюють два негативно заряджені полюси. Електрони, що утворюють зв'язки $O-H$, зміщені до атома Оксигену, тому атоми Гідрогену набувають ефективних позитивних зарядів. Отже, молекули води характеризуються полярністю. Довжина зв'язків $O-H$ становить $0,1$ нм, відстань між ядрами атомів Гідрогену дорівнює $0,15$ нм.

Експериментальним визначенням молекулярної маси водяної пари за різних температур встановлено, що навіть близько температури кипіння молекулярна маса водяної пари більша ніж 18. Це свідчить про здатність молекул води до полімеризації або асоціації. Саме цим можна пояснити високі температури кипіння та велику густину води. Утворенням найщільніших асоціатів води за температури $4^\circ C$ пояснюється її найбільша густина за цієї температури. Під час нагрівання асоціати починають розщеплюватися, тому за температури, вищої за $4^\circ C$, густина води зменшується. У разі зниження температури від $4^\circ C$ утворюються пухкіші, хоч і складніші, асоціати, і густина води також зменшується.

Молекули H_2O в кристалічних ґратках льоду сполучені між собою водневими зв'язками. Кристалічна структура льоду далека від щільної упаковки; густина льоду становить $0,9$ г/см³. Рентгеноструктурним аналізом води встановлено, що у рідкій воді залишаються фрагменти структури льоду. Саме наявністю елементів кристалічних ґраток, а також значним дипольним моментом молекул води зумовлене дуже велике значення відносної діелектричної проникності води ϵ : за температури $25^\circ C$ вона дорівнює 79,5. Завдяки цьому всі іонні сполуки дисоціюють у водних розчинах;

взаємодія між зарядженими частинками у водному середовищі приблизно у 80 разів слабкіша, ніж у вакуумі.

Вода – найбільш поширений засіб пожежогасіння. Вона може застосовуватися самотійно (компактна струя або дрібнорозпилена), а також в суміші з різними речовинами. Найбільш старими засобами пожежогасіння на основі води є водні розчини солей. Розчинені у воді солі можуть значно підвищувати вогнегасну ефективність води. Одним з важливіших ефектів підвищення пожежогасної дії води є інгібіруючий ефект: під час випаровування води з крапель, які проходять крізь полум'я, утворюються дрібні кристали солей, які інгібірують процес горіння. Такий ефект виявляють розчини таких солей: Na_2CO_3 , NaHCO_3 , K_2CO_3 , KHCO_3 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , K_2SO_4 , KCl , NaCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, CaCl_2 , MgCl_2 та інші. Для зниження поверхневого натягу води (підвищення змочувальної дії) використовуються невеликі добавки до води поверхнево активних речовин (ПАР). Використовуються також добавки, які підвищують в'язкість води (знижують швидкість стікання води з вертикальних поверхонь): Na–карбометілцеллюлоза, деякі водорозчинні полімери, Na_2SiO_3 . Одним з ефектів дії розчинів солей під час гасіння твердих матеріалів є утворення на поверхні таких матеріалів плівки, яка ізолює поверхню від дії повітря. Такий ефект виявляють більшість солей, які утворюють кристалогідрати.

Крім того, у випадку тривалого збереження пожежних запасів води до неї додають антикорозійні добавки (Na_2SiO_3 , NaNO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$), консерванти та інші. В останній час запропоновано ще ряд засобів пожежогасіння на основі води: суспензії, емульсії, гелі.

Водні розчини деяких солей (Na_2SiO_3 , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , солей алюмінію, сполуки стибію) використовуються як захисні суміші для обробки деревини або як наповнювачі до пластмас (антипірени).

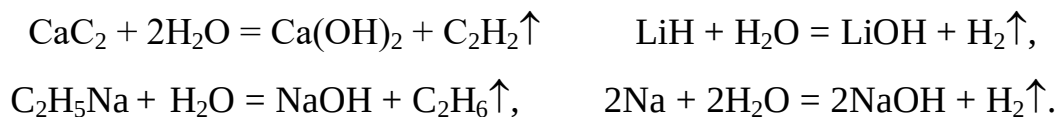
З хімічної точки зору вода є дуже стійкою сполукою. Водяна пара починає розкладатись на водень і кисень за температури, вищої за $1000\text{ }^\circ\text{C}$; цей процес (термічна дисоціація) відбувається із поглинанням великої кі-

лькості теплоти. Навіть за температури 2000°C ступінь термічної дисоціації води становить лише 2 %.

Водночас вода досить хімічно активна. Вона реагує з активними металами, з оксидами багатьох металів і неметалів з утворенням основ і кислот, з деякими активними неметалами з утворенням оксигеновмісних і безоксигенних кислот:



При виборі засобів пожежогасіння треба брати до уваги хімічні властивості води. Вона з деякими речовинами реагує бурхливо, що може привести до підсилення пожежі або вибуху газів, що утворюються:



Під час взаємодії деяких кислот, основ, солей з водою можуть утворюватися кристалогідрати ($\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ тощо).

Вода, що входить до складу різних сполук, має різну природу. Розрізняють конституційну, кристалізаційну та гігроскопічну воду.

Конституційна вода входить до складу речовин, які в разі зневоднення змінюють свою хімічну природу. Так, у разі зневоднення $\text{Ca}(\text{OH})_2$ утворюється нова речовина – оксид кальцію.

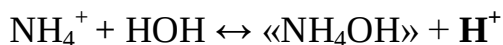
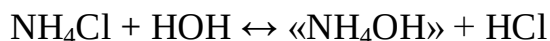
Внаслідок відщеплення кристалізаційної води хімічна природа сполуки не змінюється, а лише дещо змінюються хімічні властивості останньої. Так, у разі відщеплення води від кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ змінюється його забарвлення, але сіль залишається сіллю.

Гігроскопічна вода хімічно не зв'язана з відповідними сполуками, тому вилучення її із сполуки не викликає жодних хімічних змін.

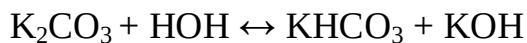
2.5.6 Типи гідролізу

1. Сіль, утворена **сильною кислотою** і **слабкою основою**, гід-

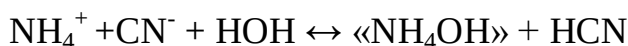
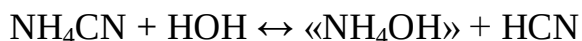
ролізується за аніоном, середовище розчину кисле ($pH < 7$):



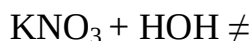
2. Сіль, утворена *слабкою кислотою* і *сильною основою*, гідролізується за катіоном, середовище розчину лужне ($pH > 7$):



3. Сіль, утворена *слабкою кислотою* і *слабкою основою*, гідролізується за катіоном і аніоном, середовище розчину практично нейтральне ($pH \approx 7$):



4. Сіль, утворена *сильною кислотою* і *сильною основою*, гідролізу не піддається, середовище розчину нейтральне ($pH = 7$):



Приклади розв'язання типових задач за темою 2.5

Задача №1. Складіть рівняння гідролізу солей Na_3PO_4 , $Cu(NO_3)_2$, KCl , NH_4NO_2 . Як змінюється pH при розчиненні у воді цих солей?

Розв'язання.

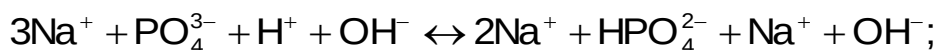
1) Na_3PO_4 – сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою. Гідроліз відбувається ступінчасто (за трьома ступенями), причому в основному за першим ступенем за аніоном.

Перший ступінь:

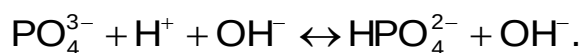
а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:

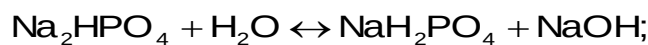


в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:



Другий ступінь:

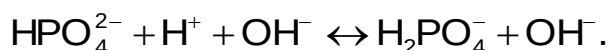
а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:

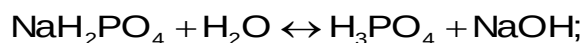


в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:

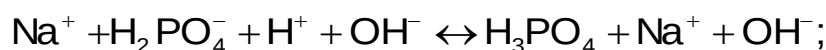


Третій ступінь:

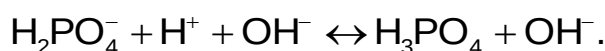
а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:



в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:



Унаслідок реакції гідролізу концентрація гідроксид-іонів у розчині перевищує концентрацію іонів Гідрогену, отже маємо лужне середовище ($\text{pH} > 7$).

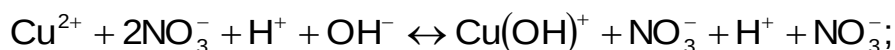
2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ – сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою. Гідроліз відбувається ступінчасто (за двома ступенями) в основному за першим ступенем за катіоном.

Перший ступінь:

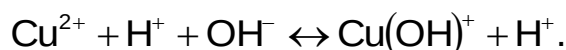
а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:

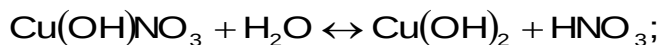


в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:

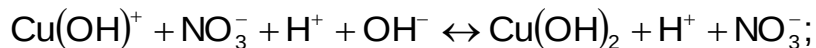


Другий ступінь:

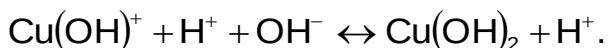
а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:



в) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:

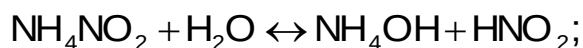


Унаслідок реакції гідролізу концентрація іонів гідрогену у розчині перевищує концентрацію гідроксид-іонів, отже маємо кисле середовище ($\text{pH} < 7$).

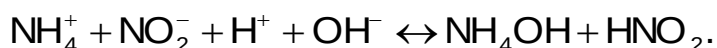
3) KCl – сіль, утворена сильною основою і сильною кислотою, тому гідролізу не піддається ($\text{pH} = 7$).

4) NH_4NO_2 – сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою, і повністю гідролізується і за катіоном, і за аніоном, отже середовище нейтральне ($\text{pH} = 7$).

а) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



б) рівняння гідролізу в іонній формі:



Задача №2. Розрахуйте pH 0,1 М розчину KOH (сильна основа).

Розв'язання:

Калій гідроксид є сильним електролітом, тому концентрація OH^- іонів дорівнює 0,1 моль/л.

Запишемо вираз для іонного добутку:

$$K_i = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Звідси:

$$[\text{H}^+] = K_i / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0,1 = 10^{-13}.$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-13} = 13.$$

Відповідь: $\text{pH} = 13$

Задача №3. Обчислити молярну концентрацію іонів Гідрогену і гідроксид-іонів у розчині з $\text{pH} = 12,5$.

Розв'язання:

Молярну концентрацію іонів Гідрогену можна визначити, використовуючи рівняння для гідрогенного показника:

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}, \quad C_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}}.$$

$$C_{\text{H}^+} = 10^{-12,5} = 3,16 \times 10^{-13} \text{ моль / дм}^3.$$

Молярну концентрацію гідроксид-іонів обчислюємо за допомогою рівняння іонного добутку води:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{H}^+} \times C_{\text{OH}^-} = 1 \times 10^{-14}, \quad C_{\text{OH}^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{C_{\text{H}^+}}.$$

$$C_{\text{OH}^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3,16 \times 10^{-13}} = 3,16 \times 10^{-2} \text{ моль / дм}^3.$$

Задача №4. Скільки грамів натрій гідроксиду знаходиться в стані повної дисоціації в 50 см^3 розчину, pH якого дорівнює 13?

Розв'язання:

Записуємо рівняння дисоціації натрій гідроксиду:



З рівняння видно, що мольна концентрація дисоційованого NaOH дорівнює мольній концентрації іонів OH^- . Таким чином, для розв'язання задачі спочатку розрахуємо концентрацію іонів OH^- аналогічно задачі 1.

$$C_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13} = 1 \times 10^{-13} \text{ моль/дм}^3;$$

$$C_{\text{OH}^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{C_{\text{H}^+}} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-13}} = 0,1 \text{ моль/дм}^3.$$

Отже, $C_{\text{OH}^-} = C_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ моль/дм}^3$.

Тобто в 1 дм^3 розчину (або 1000 см^3) міститься $0,1 \text{ моль NaOH}$. Тоді в 50 см^3 розчину буде міститися v моль NaOH . Знайдемо v_{NaOH} :

$$v_{\text{NaOH}} = \frac{50 \times 0,1}{1000} = 0,005 \text{ моль}.$$

Обчислимо масу NaOH , що відповідає $0,005 \text{ моль}$ речовини. Для цього спочатку розрахуємо молярну масу NaOH :

$$M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{NaOH}} = v_{\text{NaOH}} \times M_{\text{NaOH}} = 0,005 \times 40 = 0,2 \text{ г}.$$

Отже, у стані повної дисоціації знаходиться $0,2 \text{ г NaOH}$.

Завдання для самоконтролю за темою 2.5

Питання:

1. Наведіть класифікацію солей
2. Що таке гідроліз солей? Які типи гідролізу існують?
3. Що таке водневий показник середовища?
4. Чому дорівнює іонний добуток води?
5. Які властивості води дозволяють використовувати її в пожежога-сінні?
6. Яке значення має іонний добуток води, як пов'язані між собою pH , pOH і нейтральність розчину?
7. У чому полягає сутність протолітичної теорії кислот і основ за Бренстедом і Лоурі, та що таке кислотно-основні пари?
8. Як розрахувати pH розчину сильної основи або кислоти, знаючи їх концентрацію?

9. Яка відмінність між конституційною, кристалізаційною та гігроскопічною водою у складі речовин?

10. Які речовини не можна гасити водою і чому її застосування у цих випадках небезпечне?

Тести:

1. Гідролізується за аніоном і катіоном:

- ☐ Кальцій нітрат
- ☐ Хром(III) хлорид
- ☐ Алюміній карбонат
- ☐ Літій карбонат

2. Гідролізується за катіоном сіль:

- ☐ Натрій сульфат
- ☐ Хром (III) бромід
- ☐ Алюміній ацетат
- ☐ Літій карбонат

3. Лужне середовище створюють йони:

- ☐ OH^-
- ☐ H^+
- ☐ I^-
- ☐ Na^+

4. Вказати сіль, утворену слабкою основою та сильною кислотою.

- ☐ K_2CO_3
- ☐ NaNO_3
- ☐ Na_2S
- ☐ FeSO_4

5. У водному розчині якої солі середовище лужне?

- ☐ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- ☐ K_2CO_3
- ☐ ZnCl_2
- ☐ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

6. Якщо в розчині солі накопичуються іони Гідрогену (H^+), то його середовище буде...

- ☐ кисле
- ☐ лужне
- ☐ нейтральне
- ☐ в залежності від концентрації катіонів та аніонів

7. Сіль сильної основи і слабкої кислоти:

- ☐ піддається незворотньому гідролізу
- ☐ піддається гідролізу по катіону
- ☐ не піддається гідролізу
- ☐ піддається гідролізу по аніону

8. Укажіть, яка з перерахованих солей не піддається гідролізу?

- ☐ NaCl
- ☐ CuBr_2
- ☐ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- ☐ BaCl_2

9. Укажіть, яка сіль гідролізує як за катіоном, так і за аніоном?

- ☐ Ba_2CO_3
- ☐ Al_2S_3

- ☐ FeCl_2
- ☐ K_2CO_3

10. Укажіть, водний розчин якої солі має лужне середовище ($\text{pH} > 7$)?

- ☐ NaNO_3
- ☐ Li_2S
- ☐ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- ☐ LiCl

11. Установіть відповідність між назвою солі та її здатністю до гідролізу:

натрій сульфат	гідроліз за катіоном та аніоном
купрум(II) хлорид	гідроліз за катіоном
натрій силікат	гідроліз за аніоном
ферум(II) карбонат	не піддається гідролізу

12. Узгодьте рядок формул речовин (А – Д) та тип середовища (1–3), яке утворюється у водному розчині кожної речовини цього рядка.

AlCl_3	кисле
Na_2SO_4	нейтральне
K_2S	лужне
$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$	

Задачі:

1. Складіть молекулярні та йонні рівняння реакцій гідролізу солей та визначте кислотність середовища:

Варіант	Солі
1	Na_2S K_3PO_4
2	MgSO_4 FeCl_2
3	AgNO_3 NaI
4	AlCl_3 CH_3COONa
5	FeCl_3 $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
6	CuSO_4 Al_2S_3
7	NaBr Na_2SiO_3
8	BaCl_2 $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$
9	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ Na_2SO_4
10	KF $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

2. Наведіть приклади розчинних у воді солей, середовище розчинів яких є нейтральним, кислим, лужним. Напишіть рівняння їх гідролізу в йонному вигляді.

3. Наведіть приклади солей, гідроліз яких відбувається: а) тільки за катіоном; б) тільки за аніоном; в) за катіоном і за аніоном одночасно. Напишіть рівняння їх гідролізу в йонному вигляді.

4. Наведіть приклади солей, гідроліз яких можливий: а) за одним; б) за двома; в) за трьома ступенями. Напишіть рівняння їх гідролізу в йонному вигляді.

5. Напишіть в йонному вигляді рівняння спільного гідролізу: а) сульфату хрому(III) і карбонату натрію; б) нітрату алюмінію і сульфіді калію.

6. Обчислити молярну концентрацію іонів Гідрогену і гідроксид-іонів у розчині з $\text{pH} = 10$

7. Скільки грамів NaOH потрібно розчинити у 100 мл води, щоб отримати розчин з $\text{pH} = 13$?

8. Обчисліть pH 0,01 М розчину HCl (сильної кислоти).

9. Скільки грамів КОН треба взяти для приготування 200 мл розчину з $\text{pH} = 12$?

10. Який pH має розчин масою 100 мл, що містить 0,365 г хлоридної кислоти (HCl)?

Тема 2.6 Комплексоутворення в розчинах

2.6.1 Поняття про комплексні сполуки. Теорія Вернера

Комплексними (координаційними) називають складні сполуки, які містять комплексний іон, що складається із комплексоутворювачів і безпосередньо зв'язаних з ними молекул або йонів (ліганди або аденти), здатних до самостійного існування в розчині і/або в розплаві.

Основи вчення про комплексні сполуки заклав А. Вернер у 1893 р. Згідно його координаційної теорії, кожна комплексна сполука містить **комплексний іон**, утворений центральним атомом – **комплексоутворювачем** та розміщеними навколо нього лігандами (приєднаними частинками) – називають нейтральні молекули або іони, які координуються навколо комплексоутворювача (рис.2.4).

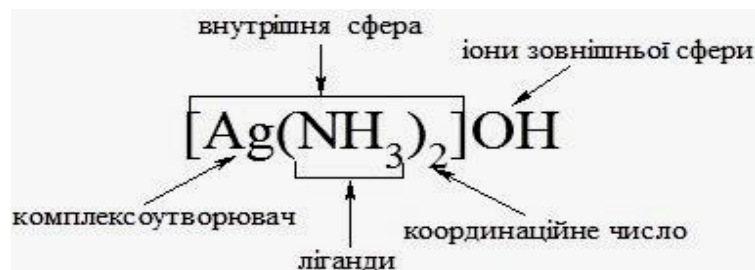


Рисунок 2.4 – Будова комплексної сполуки

Суть координаційної теорії зводиться до таких висновків:

- 1) більшість елементів проявляють два види валентності: головну, яка збігається зі ступенем окиснення, та побічну – донорно-акцепторну;
- 2) при насиченні елементом головної та побічної валентності, утворюється координаційна сфера або комплекс – стійка група атомів, в основі якої знаходиться центральний атом або йон (ЦА) – найчастіше це атоми-акцептори електронів: наприклад, катіони з $s^2p^6d^{1-10}$ оболонками, а також атоми неметалів, зрідка – атоми-донори електронів, наприклад, Нітроген, Оксиген, атоми галогенів.

Загальна кількість зв'язків центрального атома з лігандами – його **координаційне число**. Центральним атомом можуть бути як метали, так і неметали. Комплексоутворювач і ліганди утворюють **внутрішню сферу** комплексу, або **комплексний іон**, який при написанні виділяють квадратними дужками. За межами комплексного іона розміщена **зовнішня сфера**, утворена катіонами або аніонами. Існують комплексні сполуки без зовнішньої сфери.

Типовими **комплексоутворювачами** є *d*- та *f*-елементи і їх катіони: Cr^{3+} , Mn^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} , Cu^+ , Hg^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Ni^{2+} , Pt^{4+} тощо. Катіони *s*- і *p*-елементів (Be^{2+} , Al^{3+} , Sn^{4+} , Pb^{4+}) та неметалів з позитивним ступенем окиснення (S^{+4} , S^{+6} , P^{+3}).

Ліганди поділяються на:

а) монодентантні (утворюють один хімічний зв'язок з центральним атомом):

* одноатомні іони: S^{2-} , F^- , Cl^- , I^- , Br^- ;

* складні іони: OH^- , SO_3^{2-} , CN^- , NO_2^- , $S_2O_3^{2-}$, SO_4^{2-} , NO_3^- ;

* нейтральні молекули: H_2O , NH_3 , NH_2OH , CH_3NH_2 , C_6H_6 , C_5H_5N .

б) бідентантні (утворюють два хімічних зв'язки з центральним атомом):

* складні іони: $C_2O_4^{2-}$, CO_3^{2-} , SO_4^{2-} (цей іон проявляє одночасно властивості моно- та бідентантного іону)

* нейтральні молекули: NH_2-NH_2 , $NH_2-CH_2-CH_2-NH_2$

2.6.2 Номенклатура комплексних сполук

Згідно з Міжнародною номенклатурою IUPAC, назви комплексних сполук утворюються відповідно до певних правил. Згідно з сучасною українською хімічною орфографією, у назвах складних сполук спочатку подається назва катіона, а потім – аніона.

Порядок переліку йонів. У назві **аніонної** комплексної сполуки після назви катіона у називному відмінку окремим словом подається перелік лігандів і зазначається корінь латинської назви комплексоутворювача з додаванням закінчення **-ат** та його ступеня окиснення (римською цифрою у дужках), наприклад:

$K_2[Pb(OH)_4]$ – калій тетрагідроксо**плумбат** (II),

$Na_2[HgI_4]$ – натрій тетраїодо**меркурат** (II),

$K_3[Fe(CN)_6]$ – калій гексаціано**ферат** (II).

При називанні **катіонної** комплексної сполуки спочатку окремим словом перелічують ліганди, додаючи назву комплексоутворювача у називному відмінку та його ступінь окиснення, далі окремо наводять назву аніона, наприклад:

$[Pb(H_2O)_4](NO_3)_2$ – тетрааква**плумбум**(II) нітрат,

$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ – тетраамінмеркурій(II) хлорид,

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$ – гексаакваферум(III) сульфат.

У назві **нейтрального** комплексу, яка записується одним словом, після переліку лігандів подають назву комплексоутворювача в називному відмінку та його ступінь окиснення:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – триамінотрихлорокобальт (III),

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – пентакарбонілферум (0),

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – діамінодихлороплатина (II).

Перелік лігандів та їх назви. Назви аніонних лігандів утворюються додаванням до назв аніонів закінчення «-о». Якщо назва аніона закінчується на «-ід», «-ид», «-ат», «-іт», «-ит», то після додавання закінчення «-о» утворюється відповідно «-ідо», «-идо», «-ато», «-іто», «-ито». Назви лігандів перелічують в алфавітному порядку, назва ліганда є єдиним цілим.

Нейтральні ліганди називають так: аква H_2O , амін NH_3 , карбоніл CO , нітро NO_2 .

Щодо катіонних лігандів, то для них застосовують такі назви: N_2H_5^+ – гідразиній, NO_2^+ – нітроїлій, NO^+ – нітрозилій, H^+ – гідридо.

Наприклад:

$\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)\text{Cl}_4]$ – калій динітритотетрахлороплатинат(IV);

$\text{K}_2[\text{UO}_2\text{Cl}_4]$ – калій диоксотетрахлороуранат(VI);

$[\text{PtClEn}_4]\text{SO}_4$ – хлоротетраетилендіамінплатини(IV) сульфат;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Br}(\text{H}_2\text{O})](\text{NO}_3)_2$ – бромоакватетраамінкобальт(III) нітрат;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6] [\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексаамінкобальт(III) гексаціаноферат(III);

$[\text{Nd}(\text{H}_2\text{O})_9](\text{BrO}_3)_3$ – нонакванеодим(III) бромат

Префікси для позначення кількості лігандів. Для лігандів з простою назвою використовують префікси, що походять від грецьких числівни-

ків: 1–моно, 2–ди, 3–три, 4–тетра, 5–пента, 6–гекса, 7–гепта, 8–окта, 9–нона, 10–дека, 11–ундека, 12–додека.

Наприклад:

$K_2[ReH_9]$ – калій *нона*гідридоренат(VII);

$K_4[SnF_8]$ – калій *окта*фторостанат(IV);

$[Al(H_2O)_5(OH)]SO_4$ – гідроксо*пента*акваалюміній сульфат.

2.6.3 Класифікація комплексних сполук

Існують класифікації комплексних сполук:

За характером заряду внутрішньої сфери:

1. Катіонні $[Cu(NH_3)_2]^+Cl^-$.
2. Аніонні $K_2^+ [PtCl_6]^{2-}$.
3. Нейтральні $[Ni^0(CO)_4]$.

За природою лігандів:

1. Аквакомплекси $[Al(H_2O)_6]Cl_3$ – ліганд молекула води.
2. Амінокомплекси $[Ag(NH_3)_2]Cl$ – ліганд молекула NH_3 .
3. Ацидокомплекси $K_4 [Fe(CN)_6]$.
4. Гідрокомплекси $K_3[Al(OH)_6]$.

За приналежністю до певного класу:

1. Комплексні кислоти ($H[AuCl_4]$).
2. Комплексні основи ($[Ag(NH_3)_2]OH$).
3. Комплексні солі ($K_3 [Fe(CN)_6]$).

За природою центрального атома і характером його зв'язку з лігандами:

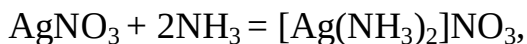
1. Моноядерні – з позитивним ступенем окиснення ЦА аква-, аміно-, ацидо-
2. Поліядерні – два або кілька ЦА з позитивним ступенем окиснення : $[(H_3N)_5Co-O-O-Co(N_3)_5]Br_4$, $H_2[O_3Cr-O-CrO_3]_3$.
3. Сполуки з негативним ступенем окиснення ЦА.

4. Хелати – містять бі- або полідентатний ліганд, який «захоплює» центральний атом з утворенням цикла

5. Кластери – містять угруповання з двох чи кількох атомів металів, які безпосередньо зв'язані між собою і оточені лігандами $\text{Ru}_3(\text{CO})_{12}$, $[\text{Mo}_6\text{Cl}_8]^{4+}$.

6. Клатрати (сполуки включення) – включення молекул або атомів однієї речовини у порожнечу кристала $4\text{Xe} \cdot 23\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

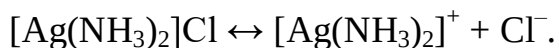
Комплексні сполуки утворюються при взаємодії простих неорганічних речовин – солей, кислот, основ:



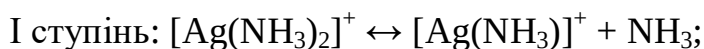
2.6.4 Стійкість комплексних сполук

У водних розчинах комплексні сполуки (крім тих, що складаються лише з внутрішньої сфери) дисоціюють практично повністю і є сильними електролітами.

Між комплексним іоном і зовнішньою сферою є йонний тип зв'язку. Дисоціацію за цим зв'язком називають первинною, і вона відбувається практично повністю:



Комплексні іони дисоціюють дуже незначною мірою за першим ступенем, а за кожним наступним ще менше:



Оборотний розпад внутрішньої сфери комплексу є ступінчастим, і його називають вторинною дисоціацією:

II ступінь: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{NH}_3$.

Видалити молекули аміаку з внутрішньої сфери комплексної сполуки значно важче, оскільки дисоціація комплексного йона незначна і відбувається за типом слабких електролітів.

Кількісно здатність комплексних іонів дисоціювати у водних розчинах можна оцінити за константою рівноваги, яку називають константою нестійкості:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}$$

Приклади розв'язання типових задач за темою 2.6.

Задача №1. У комплексному іоні $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ визначити іон-комплексоутворювач, ліганди, координаційне число та ступінь окислення центрального атома.

Розв'язання:

Комплексоутворювачем в комплексному іоні є Cu^{2+} , лігандами – NH_3 . Оскільки ліганди монодентатні, кожна утворює по одному зв'язку з центральним атомом, те координаційне число дорівнює 4.

Ступінь окиснення центрального атома визначаємо, виходячи з того, що ліганди електронейтральні (в даному випадку), тобто загальний заряд молекули аміаку дорівнює нулю, а звідси міра окиснення центрального атома рівна +2.

Задача №2. Записати у вигляді комплексної сполуки заліза емпіричну формулу складу $3\text{KCN} \times \text{Fe}(\text{CN})_3$. Координаційне число заліза (III) дорівнює шести. Назвіть сполуку.

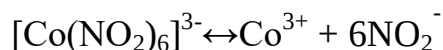
Розв'язання:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - гексаціаноферат(III) калія.

Задача №3. Написати вираз константи нестійкості для сполуки $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

Розв'язання:

Вторинній дисоціації відповідає рівняння:



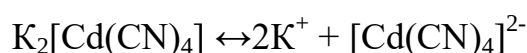
Константа нестійкості описує вторинну дисоціацію і має вираження:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Co}^{3+}][\text{NO}_2^-]^6}{[[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}]}$$

Задача №4. Розрахувати концентрацію іонів Cd^{2+} в 1 л 0,01 М розчину $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, що містить в надлишку 1 моль калій цианіду ($K_{\text{нест}} = 1,4 \times 10^{-9}$).

Розв'язання:

Як сильний електроліт $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ дисоціює за першим ступенем повністю:



Тому концентрація іонів $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ у розчині дорівнює концентрації самої солі (0,01 моль).

Вторинна дисоціація характеризується константою нестійкості і протікає неповною мірою, тому концентрацію іонів CN^- в розчині можна прийняти рівною концентрації цианід-іонів, обумовленою присутністю в розчині солі KCN, т.е. 1 моль.

Тоді:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Cd}^{2+}][\text{CN}^-]}{[[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}]}$$

$$1,4 \times 10^{-9} = \frac{[\text{Cd}^{2+}] \times 1^4}{0,01}$$

звідки $[Cd^{2+}] = 1.4 \times 10^{-21}$ моль/л.

Відповідь: концентрація іонів Cd^{2+} дорівнює $1,4 \times 10^{-21}$ моль/л.

Задача №5. При дії нітрату на розчин комплексної солі $PtCl_3 \times 3NH_3$ осідає 1/4 хлорид-іонів. Написати координаційну формулу комплексної солі.

Розв'язання:

Оскільки $AgNO_3$ може осаджувати тільки хлорид-іони зовнішньої сфери, то в зовнішню сферу входить тільки 1/4 хлорид-іонів. Комплексна сполука має формулу – $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl$.

Завдання для самоконтролю за темою 2.6

Питання:

1. Що таке комплексні (координаційні) сполуки?
2. Сформулюйте основні положення координаційна теорія А. Вернера.
3. Яка будова комплексних сполук.
4. Як можна класифікувати комплексні сполуки? Наведіть приклади.
5. Сформулюйте правила номенклатури комплексних сполук згідно з IUPAC.
6. Наведіть приклад розрахунку константи нестійкості комплексних сполук.
7. Чим відрізняються монодентантні та бідентантні ліганди? Наведіть приклади.
8. Що таке координаційне число та від чого воно залежить?
9. Яка різниця між аніонними, катіонними та нейтральними комплексними сполуками? Наведіть приклади.
10. Чим пояснюється стійкість хелатних комплексів у порівнянні з аналогічними монодентатними комплексами?

Тести:

1. Комплексоутворювачем у сполуці $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ є:
- ☐ SO_4^{2-}
 - ☐ NH_3
 - ☐ Cu^{2+}
 - ☐ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
2. Лігандом у сполуці $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ є:
- ☐ Ag^+
 - ☐ H_2O
 - ☐ NH_3
 - ☐ NO_3^-
3. Координаційне число в комплексі $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ дорівнює:
- ☐ 3
 - ☐ 4
 - ☐ 6
 - ☐ 2
4. Назва комплексної сполуки $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ за IUPAC:
- ☐ Калій гексаціаноферум
 - ☐ Калій ферум ціанід
 - ☐ Гексаціаноферат(III) калію
 - ☐ Калій триціаноферат
5. Який з наведених лігандів є бідентатним?
- ☐ NH_3
 - ☐ $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
 - ☐ CN^-
 - ☐ Cl^-

6. Який з варіантів відповідає нейтральній комплексній сполуці?

- ☐ $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
- ☐ $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$
- ☐ $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$
- ☐ $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

7. Який із лігандів має нейтральний заряд?

- ☐ OH^-
- ☐ CN^-
- ☐ NH_3
- ☐ Cl^-

8. Комплекс $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ у воді утворює (первинна дисоціація):

- ☐ 1 йон
- ☐ 2 йони
- ☐ 3 йони
- ☐ 4 йони

9. Як називається ефект, що підвищує стійкість хелатних комплексів?

- ☐ Клатратний ефект
- ☐ Комплексний ефект
- ☐ Хелатний ефект
- ☐ Лігандовий ефект

10. Координаційне число іона в $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ дорівнює:

- ☐ 5
- ☐ 6
- ☐ 2
- ☐ 1

11. Назвіть комплекс $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ за номенклатурою IUPAC:

- ☐ Тетрааміноплатина(IV) хлорид
- ☐ Тетрааміноплатина(II) дихлорид
- ☐ Тетрааміноплатина(II) хлорид
- ☐ Платинаамін хлорид

12. До якого типу сполук належить речовина $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$?

- ☐ Катіонний комплекс
- ☐ Аніонний комплекс
- ☐ Нейтральний карбонілкомплекс
- ☐ Гідрокомплекс

Задачі:

1. Назвіть сполуку та вкажіть заряд центрального атома і комплексного іона: $[\text{K}_2\text{HgI}_4]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}[\text{Al}(\text{CN})_2]$, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$, $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)\text{CO}_3]\text{Cl}$, $\text{Ca}[\text{PtCl}_6]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, $\text{H}[\text{AuCl}_4]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2](\text{NO}_3)_2$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}[\text{AuCl}_4]$, $\text{Na}[\text{AgCl}_2]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$, $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{NO}_3)_4\text{Cl}_2]$, $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$, $\text{Ca}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]$, $\text{Na}_2[\text{PtCl}_6]$.

2. Напишіть хімічні формули комплексних сполук.

- 1) диціаноаргентат натрію;
- 2) йодидбромопентамін кобальта(III) ;
- 3) трифторогідроксоберилат магнію;
- 4) гексаціанохромат (III) калію;
- 5) бромід гексаамінокобальта(III);
- 6) гексанітрокобальтат Na;
- 7) нітрат диакватетрамін нікеля(II);
- 8) тетрагідроксоцинкат Na.

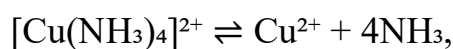
3. Складіть формули комплексних іонів, укажіть їх заряд:

- 1) комплексоутворювач Ag^+ ; к.ч. = 2; ліганди = CN^- ;
- 2) комплексоутворювач Cd^{2+} ; к.ч. = 6; ліганди = NH_3 ;

3) комплексоутворювач Co^{3+} ; к.ч. = 6; ліганди = NO_2^- ;

4) комплексоутворювач Pt^{4+} ; к.ч. = 6; ліганди = NH_3 .

4. Визначити константу нестійкості для реакції:



якщо $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 0,1 \text{ М}$, $[\text{Cu}^{2+}] = 1 \times 10^{-6} \text{ М}$, $[\text{NH}_3] = 0,01 \text{ М}$.

5. Скільки грамів AgNO_3 потрібно для повного осадження зовнішніх хлорид-іонів у 0,1 моль $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$?

6. Складіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексної сполуки $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$.

7. Визначіть концентрацію Ag^+ в 0,005 М розчині $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, який вміщує, крім того, 0,01 моль KCN в 1 л розчину ($K_{\text{нест}} = 10^{-21}$).

8. Розрахуйте концентрацію іонів кадмію в 0,1 М розчині $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, який має, крім того, 6,5 г/л KCN ($K_{\text{нест}} = 7,7 \times 10^{-18}$).

9. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексної сполуки $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ та вираз для константи нестійкості комплексного йона.

10. Обчисліть масу тетраамінкупрум(II) сульфату, що утворюється під час взаємодії купрум(II) сульфату пентааквагідрату (мідного купоросу) масою 10 г із розчином амоніаку в достатній кількості.

РОЗДІЛ 3

ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Тема 3.1 Розчини неелектролітів та електролітів

3.1.1 Основні поняття про неелектроліти та електроліти

Усі речовини за здатністю в розчині або в розплавленому стані проводити електричний струм можна розділити на дві групи: *електроліти* і *неелектроліти*.

Електролітами називаються речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. До електролітів відносяться кислоти, основи і солі.

Неелектролітами називаються речовини, розчини або розплави яких електричний струм не проводять. Наприклад, багато органічних речовин.

Висновку про виникнення іонів у водних розчинах електролітів ще на початку XIX ст. дійшли литовський хімік Х. Гротгус та у 1880 р. М. М. Каяндер, викладач Київського університету. Остаточну теорію електролітичної дисоціації розробили шведський фізикохімік С. Арреніус та німецький вчений В. Оствальд (1887–1888 рр.).

Для пояснення особливостей поведінки електролітів шведським вченим С.Арреніусом в 1887 р. була запропонована теорія, що отримала назву *теорії електролітичної дисоціації*.

Процес розпаду речовин на іони називається **електролітичною дисоціацією**. Позитивно заряджені іони називаються **катіонами**, негативно заряджені – **аніонами**.

Суть *теорії електролітичної дисоціації* полягає в наступному:

1. Електроліти при розчиненні у воді розпадаються (дисоціюють) на заряджені частки (іони) – позитивно заряджені катіони (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , H^+) і негативно заряджені аніони (Cl^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , OH^-). Властивості іонів абсолютно інші, ніж в атомів, що утворили їх.

2. Електролітична дисоціація – це процес оборотний і рівноважний. Поряд з процесом дисоціації (розпаду електроліту на іони) протікає і зворотний процес – асоціація (з'єднання іонів в молекули): $\text{KA} = \text{K}^+ + \text{A}^-$.

3. Причиною дисоціації електроліту у водному розчині є його гідратація, тобто взаємодія електроліту з молекулами води і розрив хімічного зв'язку у ньому.

*Під дією електричного струму іони набувають направленої руху (рис.3.1): катіони рухаються до негативно зарядженого електроду (катода), аніони – до позитивно зарядженого електроду (анода).

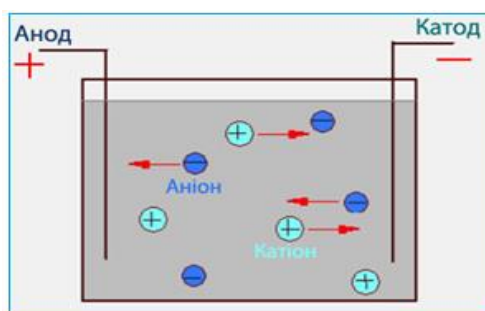


Рисунок 3.1 – Напрямок руху позитивно і негативно заряджених іонів в електричному полі

3.1.2 Сила електролітів. Константа та ступінь дисоціації

Електроліти різною мірою дисоціюють на іони. Кількісною характеристикою повноти перебігу електролітичної дисоціації є *ступінь дисоціації (α)*, який дорівнює відношенню числа молекул електроліту, що розщепились у розчині на іони, до загального числа молекул у розчині:

$$\alpha = N_{\text{дисоційованих}} / N_{\text{загальна}}$$

Ступінь дисоціації виражається дробовим числом або у відсотках і змінюється від 0 до 1 (0 ... 100 %).

Ступінь електролітичної дисоціації залежить від:

- природи речовин;
- будови молекул речовин;
- природи розчинника;
- температури;
- концентрації розчину.

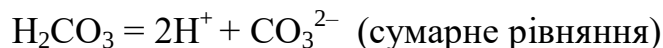
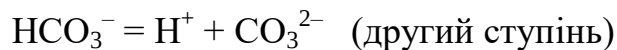
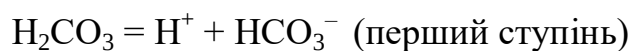
За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяють на сильні та слабкі. Сильними є електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1 М водному розчині перевищує 30%, слабкими – ступінь дисоціації яких у 0,1 М водному розчині менший за 3%. До сильних електролітів належать майже всі солі, луги, деякі кислоти (HCl , HClO_4 , HNO_3 , HSO_4 тощо), до слабких – більшість основ, амфотерні гідроксиди, деякі кислоти (H_2S , H_3BO_3 , HCN , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , HNO_2 , H_2SO_3 , тощо).

З розбавленням розчинів електролітів ступінь їх дисоціації зростає. Розчини сильних електролітів з малою концентрацією майже повністю дисоціюють, тобто α практично стає таким, що дорівнює 1. Досі ми розглядали дисоціацію тільки електролітів у водних розчинах. Проте, крім води, є й інші розчинники, наприклад, форміатна кислота, спирт, ацетон, у яких електроліти також дисоціюють, хоч і значно меншою мірою. Такі розчинники називаються іонізуючими. Молекули їх, як і молекули води, полярні. Іонізуюча здатність різних розчинників підтверджується їхніми від-

носними діелектричними проникностями. Діелектричною проникністю ϵ називається величина, що показує, у скільки разів сила взаємодії між двома зарядами у даному середовищі менша порівняно з силою їх взаємодії у вакуумі. Діелектрична проникність розчинника тісно пов'язана з його полярністю.

Молекули електролітів у неполярних і малополярних розчинниках (бензол, етер) не дисоціюють на іони.

Багатоосновні кислоти та багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто. Наприклад:



Кожному ступеню процесу дисоціації відповідає власне значення константи дисоціації.

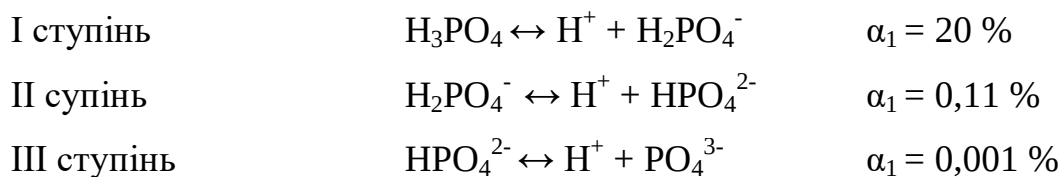
З поняттям дисоціації пов'язано поняття про сильні й слабкі кислоти та луги. Чим більше в розчині йонів H^+ або OH^- , тобто чим сильніший електроліт, тим сильніша кислота або луг. Це стосується тільки водних розчинів.

Кислоти – електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів H^+ і кислотного залишку (Cl^- – хлорид, NO_3^- – нітрат, SO_4^{2-} – сульфат, HCO_3^- – гідрокарбонат, CO_3^{2-} – карбонат).



У багатоосновних кислотах дисоціація відбувається ступінчасто, причому кожен рівень характеризується своєю величиною міри дисоціації.

Так, ортофосфатна кислота (H_3PO_4) дисоціює за трьома рівнями:

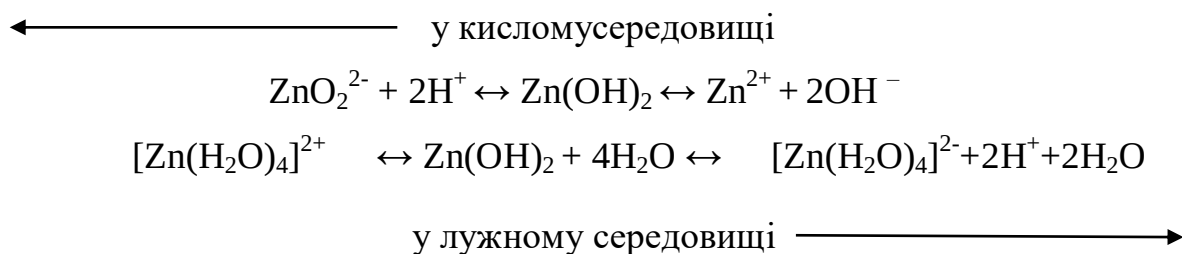


Основи – електроліти, що дисоціюють з утворенням аніонів OH^- . Після відриву OH^- залишаються катіони: Na^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ та ін. Наприклад: $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$, $\text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$.

Для багатокислотних основ характерна ступінчаста дисоціація:

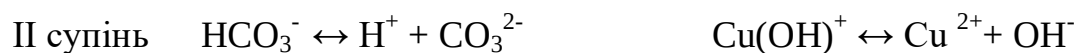
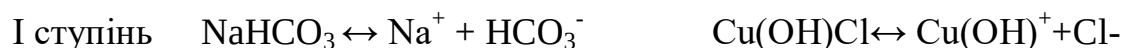


Дисоціація амфотерних гідроксидів протікає як за типом основ, так і за типом кислот. Так, дисоціація Zn(OH)_2 може протікати у таких напрямках (при цьому рівновага зрушується залежно від середовища за принципом Ле-Шательє):



Солі – це електроліти, що дисоціюють на катіони металу (або групи, що їх замінюють) і аніони кислотного залишку. Середні солі дисоціюють повністю: $\text{CuSO}_4 = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$.

На відміну від середніх солей, кислі і основні солі дисоціюють ступінчасто:

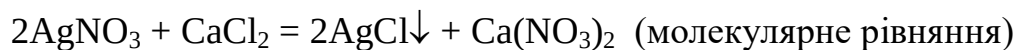


3.1.3 Реакції іонного обміну

Реакції іонного обміну – це реакції між іонами, що утворилися в результаті дисоціації електролітів.

Реакції обміну в розчинах електролітів практично протікають у бік утворення осаду, газів і слабких електролітів. При складанні іонних рівнянь треба керуватися тим, що сильні електроліти, які практично повністю

дисоційовані, малорозчинені і газоподібні зображуються в молекулярній формі.



Вода є слабким електролітом і в незначній мірі диссоціює на іони за реакцією: $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Іонним добутком води (K_b) називається добуток рівноважних концентрацій іонів H^+ і OH^- , який є постійною величиною, що дорівнює 10^{-14} : $K_b = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$.

Для характеристики реакції середовища доцільно користуватися водневим показником $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$.

Оскільки електролітична дисоціація слабких електролітів є оборотним процесом, то вона підкоряється закону діючих мас. Тому для загальної реакції електролітичної дисоціації слабого електроліту: $\text{KA} = \text{K}^+ + \text{A}^-$

$$K = \frac{[\text{K}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{KA}]}$$

де $[\text{K}^+]$, $[\text{A}^-]$ – рівноважні концентрації катіонів та аніонів,

$[\text{KA}]$ – рівноважна концентрація недисоційованих молекул

Зв'язок між ступенем дисоціації, концентрацією розчину і константою електролітичної дисоціації встановлює закон розведення Оствальда.

Константа і ступінь дисоціації пов'язані рівнянням Оствальда:

$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

де C – загальна концентрація електроліту.

У тому випадку, коли електроліт дуже слабкий, ступінь дисоціації має невелике значення ($\alpha \rightarrow 0$), яким можна знехтувати, тоді: $K = \alpha^2 \cdot C$, звідки ступінь дисоціації: $\alpha = \sqrt{K/C}$

Останнє рівняння дає можливість сформулювати **закон розведення Оствальда**:

по мірі розведення розчину (тобто зменшення концентрації електроліту) ступінь його електролітичної дисоціації підвищується.

Константа дисоціації залежить від:

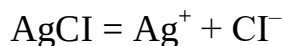
- природи електроліту;
- температури;
- розчинника.

Але не залежить від концентрації електроліту.

Ступінь дисоціації залежить від усіх відзначених факторів.

3.1.4 Добуток розчинності

Застосуємо закон дії мас до стану іонної рівноваги в насиченому розчині важкорозчинної солі. Як сильні електроліти ці солі в розчинах повністю розщеплюються на іони, і тому в насиченому розчині такої важкорозчинної сполуки, як хлорид аргентуму, містяться тільки окремі іони Ag^+ і Cl^- , які перебувають у стані рівноваги з твердою фазою AgCl :



Згідно з законом дії мас, константа рівноваги цієї реакції буде:

$$K = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]/[\text{AgCl}],$$

де $[\text{AgCl}]$ – концентрація речовини в осаді, яка не залежить від абсолютної кількості твердої фази і є сталою величиною. Оскільки $[\text{AgCl}] = \text{const}$, то $K [\text{AgCl}] = K'$, а значить і $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = K'$.

Отже, добуток концентрацій відповідних іонів у насиченому розчині речовини за сталих температури й тиску є сталою величиною. Цю величину називають **добутком розчинності**. Добуток розчинності кількісно характеризує здатність електроліту розчинятися.

Якщо електроліт містить два або кілька однакових іонів, концентрації цих іонів у разі обчислення добутку розчинності електроліту слід під-

нести до відповідного ступеня. Наприклад, насичений розчин хромату аргентуму характеризується такою рівновагою:



Добуток розчинності хромату аргентуму становитиме:

$$\text{ДР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]$$

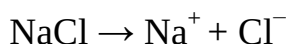
За допомогою величин добутку розчинності можна сформулювати правила випадіння осаду: якщо добуток концентрацій іонів більше, ніж значення ДР солі, то осад випадає, якщо менше, то осад не випадає.

Приклади розв'язання типових задач за темою 3.1.

Задача №1. Знайти масу NaCl, необхідну для приготування 500 мл 0,2 М розчину.

Розв'язання:

Молекулярне рівняння розчинення:



$$m = C \cdot V \cdot M = 0,2 \times 0,5 \times 58,5 = 5,85 \text{ г.}$$

Відповідь: 5,85 г NaCl.

Задача №2. Визначити молярну концентрацію фосфорної кислоти в розчині з масовою часткою її 47,7%. Щільність розчину становить 1,315 г/мл.

Розв'язання:

У 100 г розчину знаходяться 47,7 г H_3PO_4 та 53,3 г H_2O .

Об'єм розчину дорівнює: $V = m/\rho = 100 \text{ г} / 1,315 \text{ г/мл} = 76 \text{ мл}$.

Молярна концентрація дорівнюватиме:

$$C(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V} = \frac{47,7 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot 0,076 \text{ л}} = 6,4 \text{ г/моль}$$

Відповідь: молярна концентрація розчину 6,4 г/моль.

Задача №3. Розрахуйте рН 0,1 М розчину КОН.

Розв'язання:

Гідроксид калію є сильним електролітом, тому концентрація OH^- іонів дорівнює 0,1 моль/л.

Запишемо вираз для іонного добутку:

$$K_i = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Звідси:

$$[\text{H}^+] = K_i / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0,1 = 10^{-13}.$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-13} = 13.$$

Відповідь: рН = 13

Задача №4. Розрахуйте рН 0,1 М розчину CH_3COOH , якщо відомо, що константа дисоціації CH_3COOH дорівнює $1,7 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язання:

Оцтова кислота є слабким електролітом. Для розрахунку концентрацій іонів скористаємося рівнянням Оствальда:

$$K = \alpha^2 C, \quad \alpha = \sqrt{K / C} = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-5} / 0,1} = 1,3 \cdot 10^{-2}.$$

Концентрація іонів Гідрогену буде: $[\text{H}^+] = \alpha \cdot C = 1,3 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 1,3 \cdot 10^{-3}$.

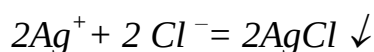
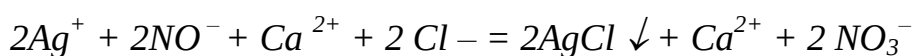
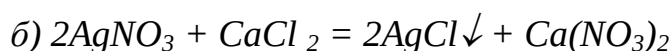
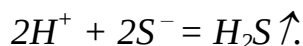
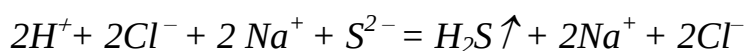
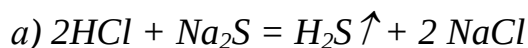
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1,3 \cdot 10^{-3} = 2,89.$$

Відповідь: рН = 2,89.

Задача №5. Складіть іонні та молекулярні рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами речовин: а) HCl і Na_2S ; б) $AgNO_3$ і $CaCl_2$.

Розв'язання:

Обмінні реакції в розчинах електролітів здійснюються в напрямку утворення осадів, газів і слабких електролітів.



Завдання для самоконтролю за темою 3.1

Питання:

1. Що таке електроліти та неелектроліти?
2. Що таке константа та ступінь дисоціації?
3. У яких випадках можуть перебігати іонообмінні реакції?
4. Що таке електроліти та які речовини до них належать?
5. Яка основна відмінність між електролітами та неелектролітами у водних розчинах?
6. Які фактори впливають на ступінь електролітичної дисоціації речовин?
7. Як можна експериментально визначити, чи є речовина електролітом?
8. Чим відрізняються сильні електроліти від слабких? Наведіть приклади.
9. Яку роль відіграє електролітична дисоціація у процесах, що відбуваються в організмі людини?

10. Як будова речовини впливає на її здатність проводити електричний струм у водному розчині?

Тести:

1. Електролітична дисоціація – це

- ☐ процес розчинення
- ☐ фізичне явище
- ☐ процес розпаду речовин на йони під час розчинення або розплавлення
- ☐ процес розплавлення.

2. Хто розробив теорію електролітичної дисоціації?

- ☐ Арреніус
- ☐ Ломоносов
- ☐ Вюрц
- ☐ Фарадей.

3. Позитивно заряджені йони називаються...

- ☐ аніонами
- ☐ катіонами
- ☐ протонами

4. Визначте йони, що утворюються у водному розчині під час дисоціації барій хлориду:

- ☐ Ba^{2+} і 2Cl^-
- ☐ Ba^+ і Cl_2^-
- ☐ Ba^{2+} і Cl^-
- ☐ 2Ba^{2+} і Cl^-

5. Укажіть правильний запис рівняння реакції між ферум(II) гідроксидом та хлоридною кислотою

- ☐ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{OH}^-$
- ☐ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 4\text{H}^+ + 2\text{O}^{2-}$
- ☐ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$
- ☐ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$

6. Укажіть схему реакції йонного обміну у водному розчині, під час якої утворюється осад:

- ☐ $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow$
- ☐ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- ☐ $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow$
- ☐ $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$

7. Скороченим йонним рівнянням реакції обміну між алюміній нітратом і калій ортофосфатом є:

- ☐ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{PO}_4^{3-} = \text{AlPO}_4 + 3\text{NO}_3^-$
- ☐ $\text{Al}^{3+} + \text{K}_3\text{PO}_4 = 3\text{K}^+ + \text{AlPO}_4$
- ☐ $\text{Al} + 3\text{NO}^- = \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- ☐ $\text{Al}^{3+} + \text{PO}_4^{3-} = \text{AlPO}_4$

8. Електроліти, ступінь дисоціації яких лежить у межах від 3 до 30 %, називаються:

- ☐ сильними електролітами
- ☐ слабкими електролітами
- ☐ електролітами середньої сили

9. Виберіть слабкі електроліти:

- ☐ HCN
- ☐ H_2SO_3

- ☐ NaOH
- ☐ Fe(OH)₃
- ☐ HNO₃
- ☐ K₂S

10. Виберіть електроліти, що піддаються ступінчатій дисоціації:

- ☐ H₃PO₄
- ☐ HCl
- ☐ LiOH
- ☐ Ba(OH)₂

11. Оберіть умови протікання реакцій йонного обміну.

- ☐ Утворення нерозчинної або малорозчинної речовини
- ☐ Утворення газоподібної речовини
- ☐ Утворення малодисоційованої речовини
- ☐ Усі перелічені умови

12. Укажіть речовини, що у водному розчині дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену:

- ☐ Нітратна кислота
- ☐ Продукт гідратації барій оксиду
- ☐ Натрій хлорид
- ☐ Продукт гідратації сульфур(IV) оксиду
- ☐ Газуватий продукт розкладання гідроген пероксиду.

Задачі:

1. Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій, що протікають між речовинами: K₂S і H₂SO₄, NaOH і HCl, AgNO₃ і KCl.

2. Ступінь дисоціації оцтової кислоти в розчині з концентрацією 0,1 моль/л дорівнює $1,32 \times 10^{-2}$. Розрахуйте константу дисоціації оцтової кислоти.

3. Обчисліть молярну концентрацію хлориду алюмінію з масовою часткою солі 16 %. Густина розчину 1,15 кг/л.

4. Обчислити рН розчину, що утворився при розчиненні 1 г натрію в 1 л води. Густина розчину прийняти 1,00 кг/л.

5. Який об'єм розчину HCl з масовою часткою кислоти 20 % і густиною 1,10 г/см³ потрібний для виготовлення 1 л розчину з масовою часткою 10 % і густиною 1,05 г/см³?

6. Розчин, що містить 3,0 г неелектроліту в 150 г води, кристалізується при $t = -1,2^{\circ}\text{C}$. Визначте молярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна стала води дорівнює 1,86.

7. Визначте температуру кипіння 15 % розчину хлориду натрію. Відомо, що ізотонічний коефіцієнт розчину дорівнює 1,9, ебуліоскопічна стала води 0,52.

8. Чому дорівнює осмотичний тиск розчину глюкози з концентрацією 0,1 моль/л при $T = 300\text{ K}$?

9. Розрахуйте концентрацію іонів водню у розчині оцтової кислоти з молярною концентрацією 0,01 моль/л. ($K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,7 \times 10^{-5}$)

10. Чи випаде осад при зливанні однакових об'ємів 0,01 М розчинів SrCl_2 і K_2SO_4 ? ($\text{ДР}(\text{SrSO}_4) = 3,2 \times 10^{-7}$)

Тема 3.2 Окиснювально-відновні реакції

3.2.1 Ступінь окиснення. Окиснення та відновлення

Окисно-відновними реакціями називаються реакції, що протікають із зміною ступеня окиснення елементів, які входять до складу реагуючих речовин.

Ступінь окислення – це умовний заряд атома в молекулі, розрахований виходячи з припущення, що молекула складається з іонів. Зміна ступеня окиснення пов'язана з переходом електронів або зміщенням електронних пар.

При користуванні ступенями окиснення корисно дотримуватись наступних правил:

1. Алгебраїчна сума ступенів окиснення усіх атомів у сполуці завжди дорівнює нулю, а для складного іону – його заряду.

2. Сума ступенів окиснення атомів у будь-якій частинці рівна її електричному заряду. Виходячи з цього, ступінь окиснення елемента у простій речовині дорівнює нулю.

3. У сполуці з іншими елементами галогени (Cl, I, Br, F) проявляють ступінь окиснення -1.

4. Ступінь окиснення кисню (O) у сполуках зазвичай дорівнює -2, за винятком пероксидних, надпероксидних сполук, озонідів та фториду кисню, де ступені відповідно рівні -1, -1/2, -1/3, +2 (Na_2O_2 , KO_2 , KO_3).

5. Ступінь окиснення гідрогену (H) дорівнює +1. Виключення для гідридів металів -1 (NaH , CaH_2).

6. Лужні метали у всіх сполуках мають ступінь окиснення +1, лужно-земельні +2.

7. Максимальний додатний ступінь окиснення елемента часто чисельно збігається з номером його групи в періодичній системі.

8. Максимальний від'ємний ступінь окиснення елемента рівний максимальному додатньому ступеню мінус вісім.

Винятком є фтор, кисень, гелій, неон, аргон, а також елементи підгрупи кобальту та нікелю: їх найвищий ступінь окиснення виражається числом, значення якого менше ніж номер групи, до якої вони належать. У елементів підгрупи міді, навпаки, найвищий ступінь окиснення більший одиниці, хоча вони і належать до I групи.

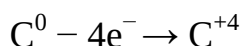
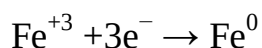
Окиснення – це процес *віддачі* електронів атомами (ступінь окиснення збільшується).

Відновлення – це процес *приєднання* електронів атомами (ступінь окиснення зменшується).

Частки, які віддають електрони, є **відновниками**, у процесі реакції вони окиснюються.

Частки, які приєднують електрони, є **окисниками**, під час реакції вони відновлюються (ступінь окиснення знижується).

Розглянемо на простому прикладі реакції взаємодії оксиду заліза (III) з карбоном (проста речовина): $2\text{Fe}^{+3}\text{O}_3^{-2} + 3\text{C}^0 \rightarrow 3\text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2} + 4\text{Fe}^0$

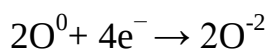
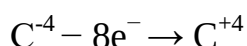


У цьому випадку С - відновник, а Fe_2O_3 – окисник.

3.2.2 Типи окисно–відновних реакцій

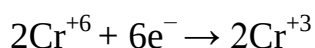
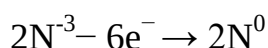
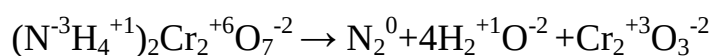
За механізмом перебігу окисно-відновні реакції розрізняють: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні, диспропорціонування.

Міжмолекулярні – це реакції, у яких окисник і відновник є *різними речовинами*. Прикладом міжмолекулярної окисно-відновної реакції є реакція горіння, наприклад, метану: $\text{C}^{-4}\text{H}_4^{+1} + 2\text{O}_2^0 \rightarrow \text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2} + 2\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$

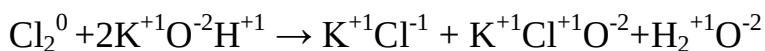


У цій реакції Карбон в молекулі метану віддає електрони, тобто він є відновником. Як окисник виступає інша молекула – молекула кисню.

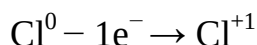
У **внутрішньомолекулярних** реакціях зміна ступеня окиснення атомів має місце в одній молекулі. Прикладом внутрішньомолекулярної реакції є реакція розкладення біхромату амонію:



У реакціях **диспропорціонування** окисником і відновником є атоми того самого елемента. Прикладом такої реакції є реакція диспропорціонування хлору в лужному середовищі:



Елемент Хлор у ступені окиснення 0 як збільшує свій ступінь окиснення, так і зменшує його:



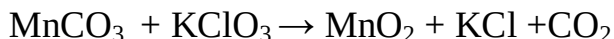
3.2.3 Складання окисно-відновних реакцій. Метод електронного балансу

Метод електронного балансу базується на порівнянні ступенів окиснення атомів у складі початкових реагентів та продуктів реакції. При цьому обов'язково слід пам'ятати, що кількість електронів, прийнятих окисником повинна дорівнювати кількості електронів, відданих відновником.

Під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу слід дотримуватись такої послідовності дій:

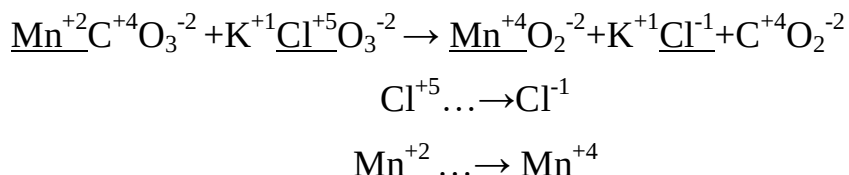
- скласти схему рівняння реакцій і зазначити вихідні речовини і продукти реакції;
- визначити ступені окиснення всіх елементів, виділити елементи, ступінь окиснення яких змінюються;
- скласти електронні рівняння;
- підібрати найменші коефіцієнти, на які треба помножити електронні рівняння, щоб кількість електронів, що віддана, дорівнювала кількості електронів, що приєднана;
- коефіцієнти, що підібрані, поставити в молекулярному рівнянні перед формулами відповідних сполук;
- підібрати коефіцієнти біля формул сполук, які не змінюють своїх ступенів окиснення.

Наприклад, встановити коефіцієнти в рівнянні:

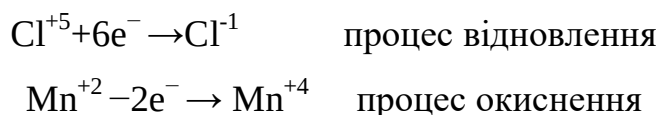


Розв'язання:

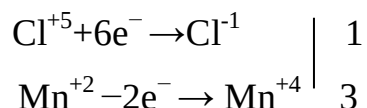
1. Записами формули реагентів і продуктів, а потім знайти елементи, які підвищують і знижують свої ступені окислення, і виписати їх окремо:



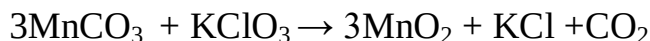
2. Скласти рівняння відновлення та окиснення, дотримуючись законів збереження числа атомів і заряду в кожній реакції:



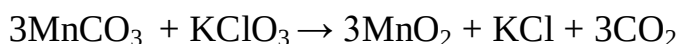
3. Підбирати додаткові множники для рівняння так, щоб закон збереження заряду виконувався для реакції в цілому, для чого число прийнятих електронів в реакціях відновлення роблять рівним числу відданих електронів у реакції окиснення:



4. Проставляти (за знайденими множниками) стехіометричні коефіцієнти в схему реакції (коефіцієнт 1 опускається):



5. Зрівняти числа атомів тих елементів, які не змінюють свої ступені окислення (якщо таких елементів два, то досить зрівняти число атомів одного з них, а по другому провести перевірку). Рівняння реакції має вигляд:



3.2.4 Основні окисники та відновники

Найбільш важливими *окисниками* є такі прості речовини: кисень, галогени, сірка, фосфор. Як окисники можуть виступати іони металів, що знаходяться не в нижчих ступенях окиснення Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ti^{4+} . У багатьох реакціях окисниками виступають іони Гідрогену H^+ . З найбільш поширених окисників – складних речовин – можна відмітити такі: KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 , H_2O_2 , HClO_4 , KClO_3 .

З простих речовин як *відновники* можуть виступати метали, а також деякі неметали – водень, вуглець. Відновниками можуть бути також негативні іони неметалів – Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , N^{3-} , а також позитивні іони металів, що знаходяться в низьких ступенях окиснення – Cu^+ , Fe^{2+} , Cr^{2+} , Sn^{2+} , Mn^{2+} . З найбільш важливих відновників – складних речовин – можна відмітити такі: NaNO_2 , Na_2SO_3 , H_2S , CO .

3.2.5 Пожежна небезпека окисників та відновників

Контакт окисника та відновника може призвести до хімічної реакції. За деяких умов така реакція може відбуватися у вигляді процесу *горіння* або *вибуху*. Особливістю реакцій між сильними окисниками та відновниками є те, що процес горіння може початися за відсутності джерела запалювання, а лише за рахунок тепловиділення внаслідок реакції. Такий процес називається **самозайманням**.

Хімічним називається самозаймання, яке виникає внаслідок протікання хімічної реакції, що супроводжується виділенням тепла.

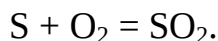
Залежно від характеру окислювача, розрізняють три групи хімічного самозаймання:

- самозаймання при контакті з киснем повітря;
- самозаймання при контакті з водою;
- самозаймання при контакті з хімічними окислювачами.

3.2.6 Реакція горіння як окисно-відновний процес

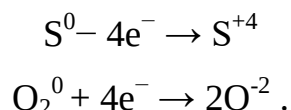
Реакція горіння є типовою окисно-відновною реакцією. Кисень, що

знаходиться в повітрі в цій реакції виступає як окисник, а горюча речовина – як відновник. Наприклад, реакція горіння сірки:



Сірка (S) – проста речовина, ступінь окиснення якої дорівнює 0, віддає чотири електрони.

Кисень (O₂) – проста речовина, ступінь окиснення якої дорівнює 0, приєднує чотири електрони:



Вибух – це фізичне чи хімічне перетворення речовини, що супроводжується швидким переходом її енергії в енергію стиснення і руху вихідної речовини чи продуктів її перетворення і навколишнього середовища.

Приклади розв'язання типових задач за темою 3.2

Задача №1. Розрахувати ступінь окиснення хрому в сполуці K₂Cr₂O₇.

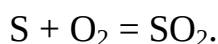
Розв'язання:

Ступені окиснення К та О дорівнюють відповідно +1 та –2. Враховуючи, що алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю, складемо рівняння: $2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0$; $x = +6$.

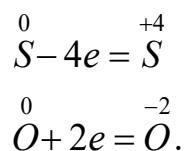
Відповідь: ступінь окиснення хрому в сполуці дорівнює +6.

Задача №2. Записати реакцію горіння сірки.

Розв'язання:

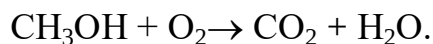


Сірка, яка має ступінь окиснення 0 (проста речовина), віддає чотири електрони, а атом кисню приєднує 2 електрони:

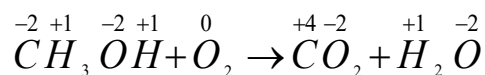


Задача №3. Записати реакцію горіння метанолу CH₃OH.

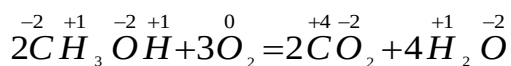
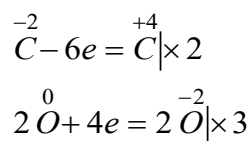
Роз'язання:



Розрахуємо ступені окиснення:



Ступені окиснення змінюють Карбон та Оксиген:

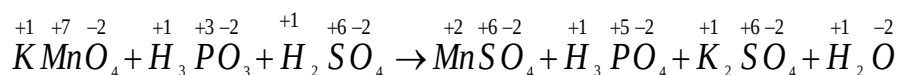


Задача №4. Встановити коефіцієнти в рівнянні:

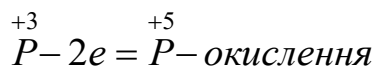
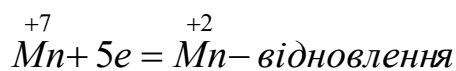


Роз'язання:

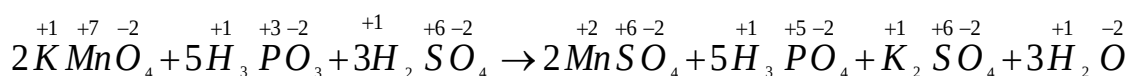
Визначити ступені окиснення елементів:



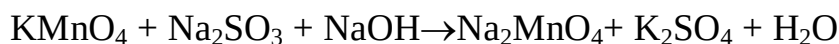
Ступінь окиснення змінюється у атомів Mn і P. Ці зміни можна виразити електронними рівняннями:



Кількість відданих, електронів повинна дорівнювати кількості прийнятих електронів. Для цього першу реакцію треба помножити на 2, другу – на 5 (+10e та –10e). Вносимо ці коефіцієнти в рівняння реакції. Коефіцієнти перед речовинами, атоми яких не змінюють ступінь окиснення, знаходимо шляхом підбору:

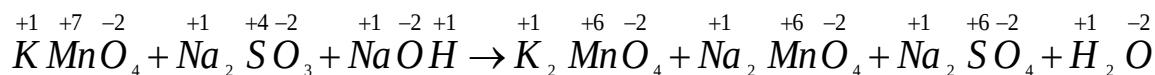


Задача №5. Визначити продукти реакції та встановити коефіцієнти в рівнянні:

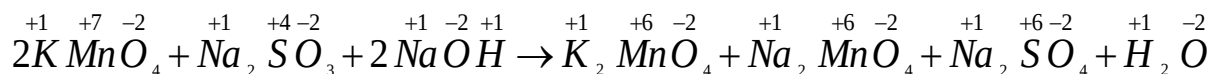
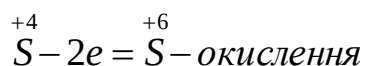
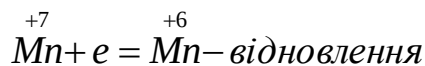


Розв'язання:

Визначити ступені окиснення елементів:



Ступінь окиснення змінюється у атомів Mn і S. Ці зміни можна виразити електронними рівняннями:



Завдання для самоконтролю за темою 3.2

Питання:

1. Охарактеризуйте процеси окиснення і відновлення.
2. Що називається окисником, а що – відновником? Які сполуки належать до типових окисників і до типових відновників.
3. У якому випадку атоми елементів можуть виявляти окисно-відновну двоїстість? У чому вона полягає? Наведіть приклади.
4. Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляють атоми елементів у вищих, нижчих і проміжних ступенях окиснення?
5. У чому полягає сутність метода електронного балансу?
6. На які типи поділяються окисно-відновні реакції? Охарактеризуйте кожний тип, наведіть приклади.
7. До якого типу належить окисно-відновна реакція, в якій атоми елемента-окисника і атоми елемента-відновника входять до складу різних сполук?
8. Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми окисника і атоми відновника належать до одного елемента, але мають різні ступені окиснення і входять до складу різних сполук?
9. Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми окисника і атоми відновника належать до одного елемента, але мають різні ступені окиснення і входять до складу однієї сполуки?
10. Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми елемента-окисника елемента-відновника мають різні ступені окиснення, але входять до складу однієї сполуки?

Тести:

1. Як називається процес віддачі електронів відновником?
 - ☐ Окислення
 - ☐ Відновлення
 - ☐ Рівновага

- ☐ електролітична дисоціація

2. Як називаються частинки, які віддають електрони (ступень окиснення їх підвищується)?

- ☐ Окислювач
- ☐ Відновник
- ☐ Константи
- ☐ Диполі

3. Умовний заряд атома в молекулі, розрахований виходячи з припущення, що молекула складається з іонів – це ...

- ☐ ступінь окислення
- ☐ швидкість
- ☐ молярна концентрація
- ☐ електроліт

4. Як називаються реакції, в яких функції окислювача і відновника виконує один і той же атом молекули або іона ?

- ☐ диспропорціонування
- ☐ міжмолекулярні
- ☐ типові
- ☐ стандартні

5. Чому дорівнює ступінь окиснення атомів у простих речовинах?

- ☐ 0
- ☐ +1
- ☐ знак позитивний, а заряд дорівнює номеру групи в якій розташований елемент

☐ знак негативний, а заряд дорівнює номеру групи в якій розташований елемент

6. Чому дорівнює ступінь окиснення марганцю в MnSO_4 ?

- ☐ +2
- ☐ -2
- ☐ +6
- ☐ -6

7. Чому дорівнює ступінь окиснення хрому в $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

- ☐ +2
- ☐ +4
- ☐ +6
- ☐ +8

8. Яка речовина є окисником в реакціях горіння в повітрі?

- ☐ кисень
- ☐ водень
- ☐ вуглець
- ☐ азот

9. Реакція горіння є типовою

- ☐ окисно-відновною реакцією
- ☐ реакцією обміну
- ☐ реакцією сполучення
- ☐ реакцією ізомерізації

10. Найменший ступінь окиснення елемента, як правило, визначається

ся

- ☐ номером групи, у якій розміщений елемент в періодичній системі
- ☐ протонним числом елемента
- ☐ кількістю електронів, яких не вистачає до октету електронів на зовнішньому електронному шарі
- ☐ номером періоду, у якому розміщений елемент

11. Визначте напівсхему хімічної реакції, у якій Ферум є відновником:

- ☐ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$
- ☐ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- ☐ $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow$
- ☐ $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$

12. Укажіть сполуки, у яких Сульфур виявляє найвищий і найнижчий ступені окиснення

- ☐ $\text{Na}_2\text{SO}_3, \text{SO}_3$
- ☐ $\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{KHSO}_3$
- ☐ $\text{K}_2\text{SO}_4, \text{K}_2\text{S}$
- ☐ $\text{K}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_3$

Задачі:

1. Назвіть вищі і нижчі ступені окиснення для елементів: N, S, Cl, F, As.

2. Обчисліть ступені окиснення елементів у сполуках: NaNO_3 , Bi_2S_3 , H_5IO_6 , KMnO_4 , SOCl_2 , $\text{NbO}(\text{OH})_2$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, NH_4NO_3 .

3. Обчисліть ступені окиснення елементів в йонах: SO_4^{2-} , NH_4^+ , $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$, $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, NO_3^- , $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, MnO_3^{2-} , TiO^{2+} .

4. Які процеси – окиснення чи відновлення – відбуваються під час таких перетворень:

$\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_2$; $\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{NO}_3^-$; $\text{Fe}(\text{OH})_2^+ \rightarrow \text{FeS}$; $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_3^{2-}$; $\text{PH}_4^+ \rightarrow \text{P}_2\text{O}_7^{4-}$; $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} \rightarrow \text{CrSO}_4$; $\text{Cr}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$?

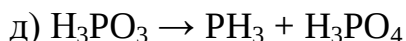
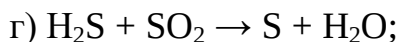
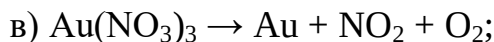
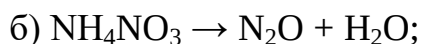
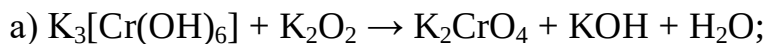
5. Закінчить рівняння реакцій, складіть електронний баланс, вкажіть окисник і відновник.



6. Обчисліть ступені окиснення елементів у сполуках: LiAsO_4 , LiAsO_3 , KCrO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , KMnO_4 , K_2MnO_4 .

7. Виходячи із ступенів окиснення атомів елементів у запропонованих схемах,

визначити, до якого типу окисно-відновних реакцій належить кожна з них:



8. Написати рівняння реакції, що відбувається при окисненні амоніаку киснем у присутності каталізатора – Pt, розставити коефіцієнти методом електронного балансу.

9. Які з наведених речовин: а) KMnO_4 ; б) MnO_2 ; в) KI – та чому можуть

виявляти тільки окисні властивості; тільки відновні властивості; окисно-відновну двоїстість?

10. На основі обчислень ступенів окиснення телуру в сполуках MgTeO_4 , H_2Te , TeO_2 встановити, яка з наведених сполук може бути тільки окисником, яка – тільки відновником, а яка здатна до диспропорціонуван-

ня. Відповідь підтвердити за допомогою електронних рівнянь.

Тема 3.3 Електродні потенціали. Гальванічні елементи.

3.3.1 Електродний потенціал

У процесі протікання ОВР електрони переходять від одних атомів до інших. Такі процеси відбуваються по всьому об'єму системи або під час гетерогенних реакцій на поверхні розділу фаз речовини, що реагують. Електричний струм при цьому не виникає.

Але якщо процеси окиснення та відновлення відокремити один від одного, то виникає електричний струм. Такий просторовий розподіл можна здійснити в гальванічному елементі.

Гальванічні елементи – системи, у яких хімічний вид енергії перетворюється в електричну енергію.

Принцип дії гальванічного елемента заснований на тісній взаємодії двох металів через електроліт, який приводить до виникнення в замкнутій ланцюга електричного струму. Провідник (метал), занурений у розчин електроліту, називається **електродом**.

Гальванічні елементи класифікують за різними ознаками: за ознакою оборотності розрізняють оборотні та необоротні гальванічні елементи; за наявністю або відсутністю рідинної межі розрізняють кола з переносом і без переносу; за характером процесу (хімічний процес або процес вирівнювання концентрацій) розрізняють хімічні та концентраційні елементи.

Різниця потенціалів (стрибок потенціалу), що виникає на межі поділу електрод - розчин, називається **електродним потенціалом**.

Електродний потенціал залежить від: природи металу; температури; концентрації іонів в розчині.

У гальванічному елементі окисно-відновна реакція самочинно відбувається в такому напрямку, при якому електрохімічна система з більш висо-

ким значенням потенціалу виступає як окисник, а з меншим значенням потенціалу – як відновник.

Якщо реакція відбувається не в гальванічному елементі, а в розчині, її треба представити у вигляді двох напівреакцій. Окисником буде система з більшим значенням електродного потенціалу, відповідно відновником система з меншим значенням потенціалу.

3.3.2 Механізм виникнення електродного потенціалу. Подвійний електричний шар

При контакті електропровідної та іонопровідної фаз (наприклад, система метал–розчин його солі) відбувається перехід заряджених частинок через межу поділу. Навіть при зануренні металевої пластинки у дистильовану воду іони металу під дією полярних молекул води теж можуть відриватися від поверхні й гідратованими переходити у рідину.

Рушійними силами цього явища є прагнення електрохімічної системи до стану термодинамічної рівноваги і зростання ентропії при розчиненні ($\Delta S > 0$). Перехід заряджених частинок із однієї фази в іншу супроводжується порушенням балансу зарядів у кожній фазі та спричиняє виникнення подвійного електричного шару.

Подвійний електричний шар (ПЕШ) – це тонкий шар просторово розділених електричних зарядів протилежних знаків, утворення яких на межі поділу фаз супроводжується виникненням різниці потенціалів.

ПЕШ утворюється на межі поділу фаз, коли тонкий приповерхневий шар кожної з них одержує заряд протилежного знаку, тому подвійний електричний шар деякою мірою подібний до обкладинок конденсатору.

ПЕШ складається з таких частин:

- **адсорбційний шар** – щільна внутрішня площа товщиною 10^{-10} м, яка безпосередньо прилягає до поверхні металу і характеризується меншою діелектричною проникністю, ніж в об'ємі розчину.

В адсорбційному шарі локалізуються жорстко орієнтовані диполі

розчинника, а також ті іони з розчину, що частково десольватувалися внаслідок хімічної взаємодії з поверхнею металу;

- **дифузійний шар** товщиною 10^{-9} - 10^{-5} м, у якому концентрація іонів поступово зменшується, але зберігається їх певна орієнтація відносно металу. Розподілення сольватованих іонів на поверхні металу зумовлюється протидією теплового руху і кулонівських сил – подібно до молекул газу в земній атмосфері. Ступінь дифузійності зростає з підвищенням температури та зменшенням концентрації розчину і заряду металу.

Механізм виникнення ПЕШ зумовлюється сукупністю багатьох окремих процесів, кожний з яких залежить від впливу певних чинників: природи металу і стану його поверхні, складу і концентрації електроліту, температури, швидкості дифузії, кількості розчиненого у рідкій фазі газу.

У реальних умовах подвійний електричний шар виникає одночасно за кількома паралельними схемами, але найчастіше зустрічається іоногенний механізм.

Іоногенний механізм. Після занурення металевої пластини у розчин електроліту починається складна взаємодія металу з компонентами розчину. Найбільш важливою є реакція поверхневих іонів і атомів металу, які містяться у вузлах кристалічної ґратки, з іонами розчину та полярними молекулами води, що розміщуються біля поверхні електрода. Внаслідок цієї взаємодії може відбуватися як окиснення металу та перехід гідратованих іонів ($Me^{z+} \cdot nH_2O$) у розчин, так і зворотний процес – відновлення катіонів металу Me^{z+} із розчину та осадження їх на пластинці у вигляді чистого металу Me^0 . Коли швидкості обох процесів зрівнюються, встановлюється динамічна рівновага $Me^0 + nH_2O - ze \rightarrow Me^{z+} + nH_2O$, рівняння якої іноді записують у спрощеному вигляді: $Me^0 - ze \rightarrow Me^{z+}$.

Під впливом полярних диполів води деяка частина атомів металу, що знаходиться на поверхні, окислюється $Me^0 \rightarrow Me^{z+} + ze$ та переходить у розчин у вигляді катіонів.

Електрони, що при цьому вивільнюються, залишаються на пластин-

ці, а катіони металу скупчуються у приелектродному просторі, причому, їх концентрація набагато більша, ніж у розчині. Сумарний заряд електронів на пластинці не компенсується позитивно зарядженими іонами, що містяться у вузлах кристалічної решітки, тому поверхня металу набуває негативного заряду. Катіони металу з розчину притягуються до неї, внаслідок чого приелектродна площа розчину заряджається позитивно.

Малоактивні метали (наприклад, Cu, Ag, Au, Bi, Hg) мають дуже слабкі відновлювальні властивості, а їх катіони (відповідно Cu^{2+} , Ag^+ , Au^{3+} , Bi^{3+} , Hg^{2+}), навпаки, виявляють помітну окиснювальну здатність. Для таких металів більш характерним є зворотний процес, тобто спостерігається не перехід іонів металу в розчин, а навпаки, частина катіонів із розчину переходить на пластинку, відновлюючись і осаджуючись на ній. Унаслідок цього пластина заряджається позитивно, а концентрація катіонів біля неї стає набагато меншою, ніж в об'ємі розчину. З цієї причини розчин біля поверхні набуває негативного заряду за рахунок надлишку аніонів. Таким чином, на межі поділу метал–розчин виникає ПЕШ. Слід зазначити, що малоактивні метали здатні «витягувати» свої йони навіть із дуже розведених розчинів, тому вони завжди заряджаються позитивно.

3.3.3 Рівняння Нернста. Електрорушійна сила

Величина електродного потенціалу (ϕ) залежить:

1) від природи металу: чим більш активний метал, тим більш негативним потенціалом він володіє;

2) від концентрації розчину солі з однойменним з металом іоном.

Вплив цих факторів виражає **рівняння Нернста**:

$$\phi_{\text{Me}} = \phi_{\text{Me}}^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln C_{\text{Me}^{n+}}$$

де ϕ^0 – стандартний електродний потенціал – величина, характерна для кожного металу при $T=293^\circ\text{K}$ і $[\text{M}^{+n}]=1$ моль/дм³;

R – газова стала (8,314 Дж/моль·К);

T – температура (K);

n – заряд іона;

F – число Фарадея (96500 Кл/моль);

c – молярна концентрація (моль/л).

За стандартної температури (298 K) рівняння Нернста має вигляд:

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

Стандартний електродний потенціал (φ_{Me}^0) – це потенціал, виміряний відносно стандартного водневого електрода за стандартних умов при активності йонів металу в розчині 1 моль/л. Значення стандартних електродних потенціалів для багатьох поширених металів наводять у спеціальних довідниках.

Залежно від значення стандартного електродного потенціалу метали розташовуються в електрохімічному ряду напруг, що співпадає з рядом їх активності, який встановлений М.М. Бекетовим емпірично (шляхом витіснення металів з їхніх сполук іншими металами): у ряду напруг метали розташовані в послідовності зменшення їх активностей; більш активний метал витісняє менш активний метал з його солі; метали, що стоять в ряду напруг поперед H_2 , витісняють його з розчинів кислот.

Однією з найважливіших характеристик гальванічного елементу є його електрорушійна сила (ЕРС).

Електрод, на якому відбувається процес окиснення, називається **анодом** (негативний полюс гальванічного елемента). Електрод, на якому відбувається процес відновлення, називається **катодом** (позитивний полюс гальванічного елемента).

ЕРС (ΔE) дорівнює різниці потенціалів між позитивним та негативним полюсами ГЕ: $\text{ЕРС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{А}}$

3.3.4 Термодинаміка гальванічного елемента

ЕРС пов'язана зі зміною енергії Гіббса реакції (ΔG), що відбувається

в гальванічному елементі, та описується рівнянням:

$$\Delta G = -nFE$$

або для стандартних умов: $\Delta G^0 = -nFE^0$,

де n – кількість електронів, що беруть участь у струмоутворюючій реакції; F – число Фарадея (96500 Кл/моль).

$$\Delta G^0 = -nF \ln K, \text{ то } \ln K = (nF / RT) E^0$$

Це рівняння встановлює безпосередній зв'язок між константою рівноваги реакції, що відбувається в гальванічному елементі під час його роботи та стандартною ЕРС цього елемента.

3.3.5 Хімічні джерела струму

Хімічні джерела струму (ХДС) – це пристрої, у яких енергія окисно-відновних реакцій перетворюється безпосередньо на електричну.

Розрізняють три основних типи хімічних джерел струму:

Акумулятори являють собою електрохімічні системи, здатні до багаторазової регенерації (зарядження) при пропусканні через систему електричного струму від зовнішнього джерела в напрямку, протилежному до напрямку струму при розряді.

Акумулятори відрізняються від гальванічних елементів тим, що їх сумарна токоутворююча реакція оборотна, а отже, їх можна привести в початковий стан за рахунок зовнішнього джерела струму.

Гальванічні елементи знайшли широке застосування у різних електричних пристроях, портативних радіоприймачах, магнітофонах, калькуляторах, ліхтариках та ін. Вони використовуються в засобах мобільного зв'язку, у тому числі в пожежному зв'язку, в автономних пожежних сповіщувачах.

Паливний елемент (електрохімічний генератор) – пристрій, який перетворює хімічну енергію палива (водню) в електричну в процесі електрохімічної реакції безпосередньо на відміну від традиційних технологій, при яких використовується спалювання твердого, рідкого і газоподібного

палива.

Одним з паливних елементів, що знайшов практичне застосування, є воднево-кисневий паливний елемент. Основна перевага паливних елементів над іншими хімічними джерелами струму – це високий коефіцієнт корисної дії (у деяких випадках більше 90 %). Але паливні елементи достатньо складні в експлуатації, тому вони використовуються, в основному, в космічних дослідженнях.

У пожежній справі використовуються газоаналізатори, побудовані на електрохімічних підставах.

У газоаналізаторах гальванічного типу газову суміш пропускають над поверхнею електроліту лужного гальванічного елемента. У випадку наявності кисню в газовому середовищі в елементі виникає електрохімічна реакція, яка викликає зміну напруги на клеммах гальванічного елемента.

В газоаналізаторах деполяризаційного типу газова суміш проходить крізь електроліт, у який занурені два однакових електроди, що поляризуються від зовнішнього джерела. У випадку наявності кисню в суміші відбуваються електрохімічні реакції на електродах, що викликає зростання електричного струму.

Приклади розв'язання типових задач за темою 3.3

Задача №1. Розрахуйте електродний потенціал магнію у розчині його солі при концентрації іонів $\text{Mg}^{2+} = 0,01$ моль/л.

Розв'язання:

Проводимо розрахунки за формулою Нернста:

$$\begin{aligned} E &= E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C = -2,36 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = \\ &= -2,36 - 0,029 = -2,389 \text{ В.} \end{aligned}$$

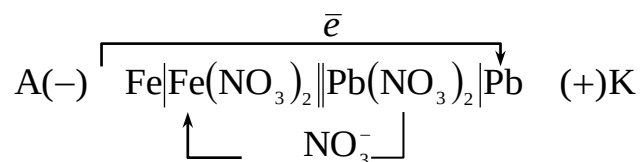
Відповідь: $-2,389 \text{ В.}$

Задача №2. Складіть схему залізо-свинцевого гальванічного елементу, напишіть рівняння електродних реакцій, розрахуйте наближене значення його ЕРС

$$(E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = 0,44 \text{ В}; E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = 0,13 \text{ В})$$

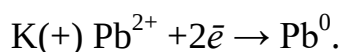
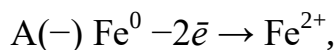
Розв'язання:

Згідно розташуванню металів у ряду напруг Fe є анодом, Pb – катодом. Схема гальванічного елемента має вигляд



Солі металів $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ і $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ повинні бути розчинними. Це перевіряють за таблицею розчинності.

Електродні реакції:



Розрахунок ЕРС:

$$\text{ЕРС} = E_{\text{Pb}}^0 - E_{\text{Fe}}^0 = -0,13 - (-0,44) = 0,31 \text{ В.}$$

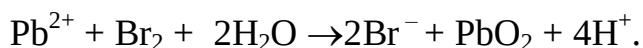
Відповідь: 0,31 В.

Задача №3. У якому напрямку буде відбуватися реакція?

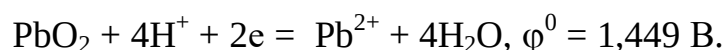
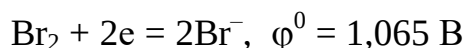


Розв'язання:

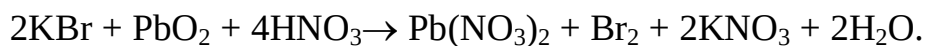
По-перше, запишемо реакцію в іонному вигляді:



За допомогою таблиці стандартних електродних потенціалів розіб'ємо цю реакцію на дві напівреакції (які в довідниках всі приведені у формі процесу відновлення):



Потенціал другої напівреакції більший, ніж першої, тому вона буде виступати в якості окисника, тобто так, як записана. Перша напівреакція буде виступати в якості відновника, тобто вона буде відбуватися в зворотному напрямку, у порівнянні з тим, як вона записана в таблиці стандартних електродних потенціалів. Це означає, що напрямок реакції буде зворотним до реакції, записаної в умовах задачі:



Задача №4. Розрахувати ЕРС гальванічного елементу:



Напишіть рівняння реакції, що відбувається в гальванічному елементі.

Розв'язання:

Значення електродного потенціалу визначається за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{(nF)} \ln [\text{Me}^{n+}],$$

де φ^0 – стандартний електродний потенціал, В;

R – газова стала, Дж/(моль×К);

T – температура, К;

F – стала Фарадея, Кл/моль;

n – кількість електронів, що приймають участь в електродних реакціях;

$[Me^{n+}]$ – концентрація іонів металу, моль/л.

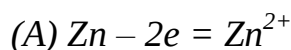
$$\varphi(Zn/Zn^{2+}) = \varphi^{\circ}(Zn/Zn^{2+}) + (0,059/2) \lg 0,01 = -0,819 \text{ В.}$$

$$\varphi(Cu/Cu^{2+}) = \varphi^{\circ}(Cu/Cu^{2+}) + (0,059/2) \lg 1 = +0,337 \text{ В.}$$

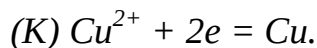
ЕРС (E) визначається різницею електродних потенціалів катоду та аноду:

$$E = \varphi(K) - \varphi(A) = 0,337 - (-0,819) = 1,156 \text{ В.}$$

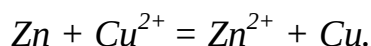
На аноді відбувається окислювальний процес:



На катоді відбувається відновний процес:



Сумарне рівняння реакції буде мати вигляд:



Завдання для самоконтролю за темою 3.3

Питання:

1. Що таке стандартний електродний потенціал?
2. Як розрахувати потенціал електрода?
3. Які складові входять до рівняння Нернста?
4. Як називають електроди в хімічних джерелах струму?

5. Що таке ЕРС? Розрахунок ЕРС.
6. Що таке концентраційний гальванічний елемент?
7. Що таке подвійний електричний шар (ПЕШ) і з яких частин він складається?
8. Як електродний потенціал пов'язаний зі зміною вільної енергії Гіббса?
9. Які бувають типи хімічних джерел струму? Назвіть приклади.
10. У чому полягає принцип роботи воднево-кисневого паливного елемента і де його застосовують?

Тести:

1. Чому дорівнює електрорушійна сила?

☐ різниці потенціалів між негативним та позитивним полюсами гальванічного елемента

☐ різниці потенціалів між позитивним та негативним полюсами гальванічного елемента

☐ сумі потенціалів між позитивним та негативним полюсами гальванічного елемента

☐ це табличне значення

2. Що таке « n » в рівнянні Нернста?

$$\varphi_{Me} = \varphi_{Me}^o + \frac{0.059}{n} \lg C_{Me^{n+}}$$

☐ число Фарадея

☐ заряд іона

☐ порядковий номер

☐ електродний потенціал

3. Який метал буде виступати в ролі катода в гальванічній парі Zn/Ag?

- ☐ цинк
- ☐ срібло
- ☐ такого гальванічного елемента не існує
- ☐ цинк та срібло одночасно

4. На поверхні стандартного водневого електрода Pt (H₂) / H₂SO₄ (C=1M) відбувається наступна реакція:

- ☐ $2\text{H}_2 + \text{Pt}^{4+} \leftrightarrow \text{H}^+ \text{Pt}^{4-}$
- ☐ $\text{Pt}^{4+} - 4\text{e} \leftrightarrow \text{Pt}^0$
- ☐ $2\text{H}^+ + 2\text{e} \leftrightarrow \text{H}_2$
- ☐ $4\text{H}^+ + \text{Pt}^0 \leftrightarrow 2\text{H}_2 + \text{Pt}^0$

5. З яких металів складається концентраційний гальванічний елемент?

- ☐ з двох однакових
- ☐ анод- менш активний метал, катод- більш активний
- ☐ катод- менш активний метал, анод- більш активний
- ☐ анодом завжди є платина, а катодом -мідь

6. Прізвищем яких науковців названо цей гальванічний елемент

$\text{A}(-)\text{Zn}/\text{ZnSO}_4(\text{C}=0,01\text{M})//\text{CuSO}_4(\text{C}=1,0\text{M})/\text{Cu}(+)\text{K}$

- ☐ Фарадея- Нернста
- ☐ Нернста-Якобі
- ☐ Якобі-Даніеля
- ☐ Даніеля-Фарадея

7. Що є основною характеристикою гальванічного елемента?

- ☐ Відсутність електродів

- ☐ Використання електричного струму для хімічних реакцій
- ☐ Перетворення хімічної енергії в електричну
- ☐ Відсутність електроліту

8. Від чого залежить ЕРС гальванічного елемента?

- ☐ від площі електродів
- ☐ від температури
- ☐ від концентрації електроліту
- ☐ від природи електродів, концентрації розчинів і температури

9. Чому соляний місток використовується в гальванічному елементі?

- ☐ для розділення електролітів
- ☐ для замикання електричного кола і перенесення іонів
- ☐ для підтримки сталого тиску
- ☐ для утворення іонів металу

10. Якщо гальванічний елемент працює довго, що станеться з ЕРС?

- ☐ вона поступово зменшиться
- ☐ вона збільшиться
- ☐ вона залишиться незмінною
- ☐ вона миттєво обнулиться

11. Яке значення має електродний потенціал стандартного водневого електрода?

- ☐ 1 В
- ☐ 0 В
- ☐ -0,76 В
- ☐ +0,34 В

12. Як зміниться ЕРС елемента Zn-Cu, якщо температура зросте?

- ☐ залишиться незмінною
- ☐ залежить від змін рівноважних потенціалів електродів
- ☐ завжди збільшиться
- ☐ завжди зменшиться

Задачі:

1-5. Визначте ЕРС гальванічного елементу. Запишіть рівняння реакцій, що відбуваються під час роботи гальванічного елементу.

- 1) $Zn / ZnSO_4 (C=1,0M) // AgNO_3 (C=0,1M) / Ag$
- 2) $Pt(H_2) / HCl(C=0,1M) // CuSO_4 (C=0,01M) / Cu$
- 3) $Mg / MgCl_2 (C=10^{-3}M) // Zn(NO_3)_2 (C=10^{-4}M) / Zn$
- 4) $Pt(H_2) / H_2SO_4(C=0,05M) // AgNO_3 (C=0,01M) / Ag$
- 5) $Cu / CuSO_4 (C=1M) // CuSO_4 (C=0,01M) / Cu$

6. Складіть схему гальванічного елемента, в основі якого лежить реакція, що перебігає за наведеним рівнянням. Напишіть електродні рівняння анодного та катодного процесів. Розрахуйте ЕРС цього елемента, знаючи концентрації солей металів: $Mg + FeSO_4 = MgSO_4 + Fe$; $[Mg^{2+}] = 0,1$ моль/л, $[Fe^{2+}] = 0,1$ моль/л.

7. Гальванічний елемент складається із металічного цинку, зануреного у 0,1 М розчин нітрату цинка, і металічного свинцю, зануреного у 0,02 М розчин нітрату свинцю. Розрахувати ЕРС елемента, написати рівняння електродних процесів. Скласти схему елемента.

8. Скласти схему, написати електронні рівняння електродних процесів і обчислити ЕРС гальванічного елемента, який складається з свинцевої та магнієвої пластин, які були занурені у розчини своїх солей з концентрацією $[Pb^{2+}] = [Mg^{2+}] = 0,01$ моль/л. Чи зміниться ЕРС цього елемента, якщо концентрацію кожного з іонів збільшити в однакове число раз?

9. Складіть схему гальванічного елемента, напишіть електронні рівняння анодного та катодного процесів і розрахуйте ЕРС Cu–Cd гальванічного елемента, якщо $[\text{Cd}^{2+}] = 0,8$ моль/л, а $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$ моль/л.

10. Складіть схему гальванічного елемента, в основі якого є реакція, яка відбувається за рівнянням $\text{Ni} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$. Напишіть електронні рівняння анодного та катодного процесів. Розрахуйте ЕРС цього елемента, якщо $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[\text{Pb}^{2+}] = 0,0001$ моль/л.

Тема 3.4 Електроліз

3.4.1 Електроліз. Електродні процеси під час електролізу

Електроліз – це сукупність процесів, що відбуваються на електродах при протіканні постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту.

Розплав – це рідкий стан речовини, проміжне між плавленням і кипінням.

Розчин – це гомогенна (однорідна) суміш частинок розчинника, розчиненої речовини і продуктів їх взаємодії (найпоширеніший розчинник – вода).

Анод, як і у випадку гальванічного елемента, це електрод, на якому відбувається процес окиснення. При електролізі він має позитивний знак (+).

Катод – електрод, на якому відбувається відновний процес, має негативний знак (-). Знаки катоду та аноду для процесів електролізу зворотні, у порівнянні зі знаками електродів в хімічних джерелах струму.

Це пояснюється тим, що при електролізі на електродах, з точки зору енергетики, йдуть протилежні, у порівнянні з хімічними джерелами, процеси в першому випадку примусові, у другому – самочинні.

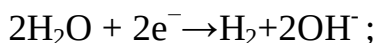
Електроліз водних розчинів електролітів ускладнюється участю в електродних процесах молекул води, здатних відновлюватися на катоді і

окиснюватися на аноді.

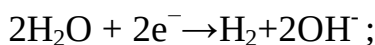
На катоді, перш за все, відбуваються процеси, які характеризуються найбільш позитивним потенціалом. На аноді, перш за все, відбуваються процеси, що характеризуються найбільш негативним потенціалом. При електролізі водних розчинів, крім іонів розчиненої речовини, в електродних процесах можуть брати участь молекули води. Розглянемо окремо катодні та анодні процеси.

Катодні процеси. Продукт відновлення залежить від значення електродного потенціалу металу: чим більша алгебраїчна величина електродного потенціалу металу, тим легше його іони відновлюються на катоді. Тому можливі три варіанти:

- 1) активні (відновлюються тільки молекули води):



- 2) середньоактивні (спільне відновлення):



- 3) активні (відновлюється тільки метал):

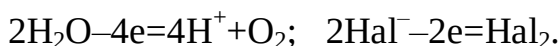


Анодні процеси. Процеси, що відбуваються на аноді, залежать як від електроліту, так і від матеріалу анода. Розрізняють розчинні (активні) аноди (Cu, Ag, Zn, Ni та ін.) і нерозчинні (інертні) (Pt, графіт).

У випадку активних анодів йде процес розчинення:



У випадку інертних анодів йде процес окиснення молекул води або аніонів:



На аноді найбільш імовірним є процес, стандартний потенціал якого є найбільш негативним. У випадку інертного анода у більшості випадків окиснюються аніони безкисневих кислот (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}). Якщо в розчині є

тільки іони кисневмісних кислот ($i F^-$), то окиснюються лише молекули води.

3.4.2 Закони Фарадея

При протіканні електричного струму через електрохімічну систему, потенціал одного з її електродів зміщується в більш позитивний бік від початкового рівноважного потенціалу, а потенціал другого – у більш негативний бік, тобто, електроди поляризуються. На позитивно поляризованому електроді (аноді) протікають процеси окиснення, а на негативно поляризованому електроді (катоді) – процеси відновлення. Таким чином, в електрохімічній системі в нерівноважних умовах проявляється хімічна дія електричного струму.

У нерівноважних електрохімічних системах зв'язок між силою електричного струму та швидкістю хімічних перетворень, що перебігають в цих системах, описується законами М. Фарадея, які були сформульовані у 30-х роках XIX ст.

Перший закон Фарадея: маса речовини, що утворюється (+) або витрачається (–) при перебігу будь-якого електродного процесу ($\pm$), пропорційна кількості електрики (Q), яка пройшла через електрохімічну систему:

$$m = k_e \cdot Q$$

де Q – кількість електрики (Кл).

У випадку сталого струму ($I = \text{const}$) $Q = I \cdot t$, тоді:

$$m = k_e \cdot I \cdot t$$

де t – час (с),

k_e – електрохімічний еквівалент (k_e) – це маса речовини, що виділяється на електроді при проходженні 1 Кл або 1 А·год та має розмірність кг/Кл або кг/А·с

Електрохімічний еквівалент розраховується за формулою:

$$k_e = \frac{M}{n \cdot F}$$

де M – молярна маса речовини, що зазнає перетворення;

F – число Фарадея, становить: $1F = 96500 \text{ А} \cdot \text{с (Кл)} = 26,8 \text{ А} \cdot \text{год}$.

n – кількість електронів, які приймають участь у реакції.

Другий закон Фарадея: однакові кількості електрики, що проходять крізь розчини різних електролітів, під час електролізу виділяють еквівалентні кількості речовин або при проходженні через електрохімічну систему $1 F$ (96500 Кл або 26,8 А·год) електрики на аноді і на катоді перетворюється по 1 еквіваленту речовин, незалежно від їх природи.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M(e)_1}{M(e)_2}$$

де $M(e)$ – молярні маси еквівалентів.

Для електрохімічних процесів: $M(e) = M/n$

де n – кількість електронів, необхідна для утворення 1 моль речовини на електродах.

На основі двох законів Фарадея можна записати рівняння, що дозволяють розрахувати масу або об'єм (для газів), які виділяються на електродах під час електролізу:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t \cdot \omega}{n \cdot F}$$

$$V = \frac{22,4 \cdot I \cdot t \cdot \omega}{n \cdot F}$$

де M – молярна маса, г/моль,

n – кількість електронів,

F – стала Фарадея, що дорівнює 96500 Кл/моль,

ω – вихід за струмом (якщо нема побічних процесів $\omega=1$).

Для того, щоб виключити з процесу електролізу молекули води, проводять електроліз розплавів. У такому випадку, на електродах можуть відновлюватися речовини, що не відновлюються під час електролізу водних розчинів.

Під час електролізу на катоді відбувається процес відновлення, а на аноді процес окиснення. Якщо змінювати напругу під час електролізу, можна збільшувати чи зменшувати окисну та відновну здатність катоду та аноду. Тобто можна говорити, що анод – це окисник зі змінною силою, а катод, відповідно, відновник зі змінною силою. Звідси випливає висновок, що найбільш сильним окисником є анод, а найбільш сильним відновником – катод.

На аноді можна окиснювати такі речовини, які звичайними окисниками не окиснюються. Наприклад, під час електролізу розплаву якогось фториду на аноді можна окиснити фторид-іони. Відповідно під час електролізу розплаву солей літію на катоді можна відновити іони літію. Виникає питання, чому наведені вище процеси не можна здійснити в разі електролізу водних розчинів відповідних солей. Для відповіді на це питання треба врахувати, що на електродах, перш за все, відбуваються такі процеси, які потребують менших енергетичних витрат. Катодне відновлення та анодне окиснення води відбувається легше, ніж відновлення та окиснення іонів літію та флуору. Тому в наведених вище прикладах на катоді та аноді будуть відновлюватися молекули води. Роль розчиненої речовини полягає в підвищенні електропровідності розчину.

3.4.3 Вихід за струмом

Вихід речовини за струмом (ВС) характеризує долю струму (Q – кількість електрики), що витрачається на певну i -ту реакцію:

$$BC = \frac{Q_i}{\Sigma Q} \cdot 100\% = \frac{I_i \cdot \tau}{I \cdot \tau}$$

де I_i – парціальний струм, який відповідає даній частковій електродній реакції, А;

I – струм, який протікає крізь електрохімічну систему, А;

τ – час електролізу, с (години).

ВС може бути визначений в долях одиниці та визначений наступним

співвідношенням:

$$BC = \frac{m_{\text{факт.}}}{m_{\text{теор.}}} = \frac{Q_{\text{теор.}}}{Q_{\text{факт.}}}$$

де $m_{\text{факт}}$ та $Q_{\text{факт}}$ – фактично отримана кількість речовини та фактично витрачена на електроліз кількість електрики, а $m_{\text{теор}}$ – кількість речовини, яка має утворитися та $Q_{\text{теор}}$ – кількість електрики, яка має бути витрачена на отримання $m_{\text{факт}}$ речовини відповідно до закону Фарадея.

Час електролізу (τ) необхідний для отримання заданої кількості продукту (m):

$$\tau = \frac{m}{k_e \cdot I \cdot BC}$$

Товщину гальванічного покриття (відновленого металу на катоді) при електроосадженні металів δ , м:

$$\delta = \frac{k_e \cdot I \cdot \tau \cdot BC}{S \cdot d} = \frac{k_e \cdot j_k \cdot \tau \cdot BC}{d}$$

Де $j_k = I/S$ – катодна густина струму, А/м²;

S – робоча поверхня електрода, м².

d – густина осадженого металу, кг/м³;

τ – час електролізу, с ;

BC – вихід речовини за струмом в долях одиниці.

3.4.4 Практичне застосування електролізу

У промислових масштабах одержують багато речовин: алюміній, водень, гідроксид натрію, хлор, гідроген пероксид та велику кількість органічних сполук тощо

Катод є відновником: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$, а анод окисником: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$, відповідно, на катоді атоми кисню з води перетворюються в газоподібний кисень, а на аноді атоми гідрогену з води окиснюються до газоподібного водню. Велику кількість металів можна очистити від домішок.

Електролітичне рафінування – спосіб видалення домішок із міді.

Для цього з чорнової міді відливають аноди масою до 350 кг і їх поміщають в електролізер, у якому як електроліт знаходиться розчин CuSO_4 , підкислений H_2SO_4 (30 – 40 г/л). Катодом служить тонка пластинка з чистої електролітичної міді. Під час проходження електричного струму відбувається поступове розчинення анода й осадження чистої міді на катоді. Рафінована мідь містить 99,9–99,95 % Cu. Шлам, що виходить під час електролізу, переробляють для витягу благородних металів, селену та іноді телуру.

Нанесення металічних покриттів (декоративних, захисних), які проводять методом електрохімічного відновлення, має назву **гальваностегія**.

Перед покриттям іншим металом виріб очищають, знежирюють і занурюють у електролітичну ванну з розчином солі того металу, яким мають покрити виріб. Як електроліт можна використовувати, наприклад, сіль нікелю. До виробу приєднують негативний полюс джерела струму, тому виріб стає катодом. Як анод використовують пластину, виготовлену з нікелю. У процесі електролізу на виріб осідає тонкий шар нікелю.

Процес одержання копій за допомогою електролізу – **гальванопластика**.

Форми для нанесення металу виготовляють з матеріалів, що не проводять електричний струм: гіпс, воск, пластмаси, дерево, пластилін. Готові форми обов'язково вкривають струмопровідним шаром. Для цього на поверхню форми наносять тонким шаром порошок графіту або бронзи та використовують як катод. Якщо виріб має бути з міді, форму занурюють в розчин мідного купоросу. Як анод застосовують мідну пластину.

Гальванопластика дає змогу виготовляти порожнисті фігури і статуї. Це робить їх легшими і сприяє економії цінних металів.

Розроблені та впроваджені у виробництво також процеси **електрохімічного полірування** та **свердління** металів.

Метод ґрунтуються на анодному розчиненні заготовки в електроліті

під дією постійного струму. Іони металу заготовки та іони електроліту вступають в електрохімічну реакцію, утворюючи на поверхні заготовки - аноді - хімічні сполуки (оксиди, гідроксиди та ін.) у вигляді плівки, яка переходить у розчин або усувається механічно. Склад електроліту й режим добирають так, щоб руйнування плівки відбувалось, на поверхневих мікровиступах.

Приклади розв'язання типових задач за темою 3.4

Задача №1. Яка маса міді виділиться на катоді за 40 хвилин електролізу розчину CuSO_4 струмом силою 2 А?

Розв'язання.

За І законом Фарадея маса міді, що виділилася на катоді становить

$$m = k_{\text{eCu}} \cdot I \cdot \tau = \frac{1,185 \cdot 2 \cdot 40}{60} = 1,58 \text{ г}$$

Задача №2. При рафінуванні міді струмом 55 А протягом 10 годин на катоді виділяється 630 г металу. Визначити вихід міді за струмом.

Розв'язання.

Вихід міді за струмом розрахуємо за формулою:

$$B_c = \frac{m_{\text{факт}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{факт}}}{k_{\text{eCu}} \cdot I \cdot \tau} \cdot 100\% = \frac{630}{1,185 \cdot 55 \cdot 10} \cdot 100\% = 96,7\%$$

Задача №3. З хлорного електролізера діафрагмового типу з навантаженням $I = 20$ кА за добу ($\tau = 24$ години) отримано $V = 4860$ л електролітичного лугу, який містить 140 г/л NaOH.

Розрахувати вихід лугу за струмом.

Розв'язання.

Реакція сумарного електрохімічного процесу в ванні



Тоді, електрохімічний еквівалент NaOH дорівнює

$$k_{NaOH} = \frac{M_{NaOH}}{z \cdot F} = \frac{40,0}{1 \cdot 26,8} = 1,49 \text{ г / А} \cdot \text{год}.$$

Теоретична кількість $NaOH$, яка повинна утворитися в ванні за час електролізу:

$$m_{теор} = k_{NaOH} \cdot I \cdot \tau = 1,49 \cdot 20 \cdot 24 = 715,2 \text{ кг}.$$

Фактична маса отриманного $NaOH$:

$$m_{факт} = C_{NaOH} \cdot V = \frac{140 \cdot 4860}{1000} = 680,40 \text{ кг}.$$

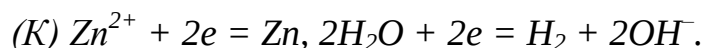
Вихід за струмом лугу становить:

$$\eta = \frac{m_{факт}}{m_{теор}} \cdot 100 = \frac{680,156}{715,2} \cdot 100 = 95,13\%$$

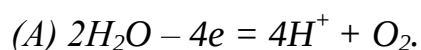
Задача №4. Скільки і яких речовин виділиться на електродах при електролізі розчину сульфату цинку з інертними електродами, якщо протягом 1 години пропущено струм силою 5 А? Вихід за струмом металу та водню на катоді складають по 50 %, вихід за струмом газу на аноді 100 %.

Розв'язання.

На катоді перебігають такі реакції:



На аноді вилучиться кисень:



Маса речовин, що утворюється при електролізі, визначається законом Фарадея: $m = m(e) \cdot I \cdot t \cdot \omega / F$,

$$m(e)(\text{Zn}) = A(\text{Zn})/2 = 65,4/2 = 32,7 \text{ г/моль};$$

$$m(e)(\text{O}) = A(\text{O})/2 = 16/2 = 8 \text{ г/моль};$$

$$m(e)(\text{H}) = A(\text{H})/1 = 1 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{Zn}) = 32,7 \cdot 5 \cdot 3600 \cdot 0,5 / 96500 = 3,05 \text{ г};$$

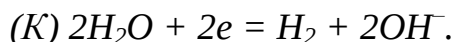
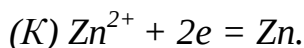
$$m(\text{H}) = 1 \cdot 5 \cdot 3600 \cdot 0,5 / 96500 = 0,093 \text{ г};$$

$$m(\text{O}) = 8 \cdot 5 \cdot 3600 / 96500 = 1,49 \text{ г}.$$

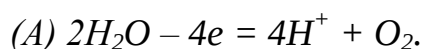
Задача №5. Скільки і яких речовин вилучиться на електродах при електролізі розчину сульфату цинку з інертними електродами, якщо протягом 1 години пропущено струм силою 5 А? Вихід по струму металу на катоді 50 %, вихід по струму газу на аноді 100%.

Розв'язання:

На катоді перебігають такі реакції:



На аноді вилучиться кисень



Маса речовин, що утворюється при електролізі, визначається законом Фарадея: $m = m(e)It\omega/F$,

де m – маса вилученої речовини, г;

$m(e)$ – молярна маса еквіваленту речовини, г/моль;

I – сила струму, А;

t – тривалість електролізу, с;

F – стала Фарадея, Кл/моль;

ω – вихід за струмом.

$m(e)(\text{Zn}) = A(\text{Zn})/2 = 65,4/2 = 32,7 \text{ г/моль}$; $m(e)(\text{O}) = A(\text{O})/2 = 16/2 = 8 \text{ г/моль}$;

$m(e)(\text{H}) = A(\text{H})/1 = 1 \text{ г/моль}$.

$m(\text{Zn}) = 32,7 \cdot 5 \cdot 3600 \cdot 0,5 / 96500 = 3,05 \text{ г}$; $m(\text{H}) = 1 \cdot 5 \cdot 3600 \cdot 0,5 / 96500 = 0,093$

г.;

$m(\text{O}) = 8 \cdot 5 \cdot 3600 / 96500 = 1,49 \text{ г}$.

Завдання для самоконтролю за темою 3.4

Питання:

1. Від яких факторів залежить маса речовини, що утворюється на електродах під час електролізу?

2. Що таке електрохімічний і хімічний еквіваленти?

3. Виведіть формулу обчислення електрохімічного еквівалента за молярною масою речовини.

4. У чому полягає фізичний сенс сталої Фарадея.

5. Виведіть формулу для обчислення часу електролізу, що знадобиться для виділення визначеної маси речовини на електроді під час проходження електричного струму певної сили.

6. Виведіть формулу для обчислення сили струму за відомою масою речовини, що виділяється на електроді, і часом проведення електролізу.

7. Закони Фарадея. Стала Фарадея.

8. Електрохімічний еквівалент і його розрахунок.

9. У чому полягає суть процесів гальваностегії та гальванопластики? Наведіть приклади їх практичного застосування.

10. Що таке вихід за струмом і як він впливає на розрахунок маси речовини, що виділяється на електроді?

Тести:

1. Однакові кількості електрики, що проходять крізь розчини різних електролітів, під час електролізу виділяють еквівалентні речовини – це ...

- ☐ перший закон Фарадея
- ☐ другий закон Фарадея
- ☐ рівняння Нернста
- ☐ гальванічний елемент

2. Який запис правильно відображає перший закон Фарадея:

- ☐ $m=k \cdot Q$
- ☐ $m=k+Q$
- ☐ $m=k/Q$
- ☐ правильної відповіді немає

3. Визначте сіль, при електролізі водного розчину якої буде виділятися тільки водень?

- ☐ NaCl
- ☐ CuCl₂
- ☐ AgNO₃
- ☐ Hg(NO₃)₂

4. Який метал не можна добути шляхом катодного відновлення водних розчинів?

- ☐ Ni
- ☐ Ag
- ☐ Cu
- ☐ Ca

5. На основі двох законів Фарадея можна записати рівняння

$$m = \frac{MIt\omega}{nF}; V^0 = \frac{22,4It\omega}{nF} \quad . \text{Що позначає «}\omega\text{»?}$$

- ☐ табличне значення
- ☐ молярну масу
- ☐ вихід за струмом
- ☐ заряд іона

6. У розчин солі X опустили алюмінієву пластинку. Згодом пластинку вийняли, висушили й зважили. Маса пластинки збільшилась. Визначте формулу солі X

- ☐ CaCl₂
- ☐ CaSO₄
- ☐ MgCl₂
- ☐ CuSO₄

7. Виділення на електродах складових електроліту під час проходження струму в ньому називається:

- ☐ електролізом
- ☐ рафінуванням
- ☐ гальваностегією
- ☐ гальванопластикою

8. Укажіть назву негативних йонів в електролітичній ванні

- ☐ вільні
- ☐ зв'язані
- ☐ аніони
- ☐ катіони

9. Укажіть назву позитивно зарядженого електрода в електролітичній ванні

- ☐ анод
- ☐ катод
- ☐ аніон
- ☐ катіон

10. Електрохімічний еквівалент дорівнює:

- ☐ кількості речовини, що виділяється на електроді
- ☐ масі (в кілограмах) речовини, що виділяється на електроді при перенесенні заряду в 1 Кл
- ☐ густині речовини
- ☐ масі даної речовини в кілограмах, що виділяється на електроді при протіканні через електроліт сили струму 1 А

11. Закінчіть формулювання закону Фарадея: "Маса речовини, що виділяється на аноді або катоді під час проходження електричного струму в електролітах, прямо пропорційна ... "

- ☐ напрузі на електролітичній ванні
- ☐ опору електроліту
- ☐ заряду, який при цьому переносять йони через електроліт
- ☐ температурі електроліту

12. У лужному середовищі при електролізі на катодних ділянках більшості металів можуть перебігати наступні процеси:

- ☐ $\text{H}^+ + \text{e} = 1/2\text{H}_2$
- ☐ $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$
- ☐ $\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
- ☐ $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$

Задачі:

1. При електролізі розчину мідного купоросу за 2 години на катоді вилучилось 2,24 г міді. Чому дорівнює сила струму? Запишіть катодні та анодні процеси?

2. Електричний струм силою 5 А проходить крізь розчин сірчаної кислоти. Розрахувати об'єми газів (н.у.), які вилучаться на електродах за 1 годину.

3. При електролізі розчину AgNO_3 за 2 години на катоді вилучилось 5 г срібла. Чому дорівнює сила струму? Запишіть катодні та анодні процеси?

4. Складіть схеми електролізу водного розчину хлориду цинку, якщо анод: а) цинковий, б) вугільний.

5. При електролізі розчину нітрату срібла на катоді вилучилось 10 г срібла. Яка кількість електрики пропущена крізь розчин?

6. За який час при електролізі води виділяється 30 г кисню, якщо сила струму дорівнює 2А?

7. Обчисліть масу речовини, що виділяється на катоді, при електролізі розчину Na_2SO_4 , якщо на аноді виділяється 1,12 л кисню (н.у.).

8. При електролізі розчину нітрату двохвалентного металу струмом силою 1 А на протязі 1 год на катоді виділилось 2,219 г металу. Визначте невідомий метал.

9. Які продукти і якої маси виділяються на електродах при повному розкладанні NaI масою 300 г, що знаходиться: а) у розплавленому стані; б) у водному розчині?

10. Електроліз розплаву алюміній оксиду в кріоліті проводили протягом 3 годин, пропустивши електричний струм силою 30 000 А. Обчисліть масу алюмінію, який отримали на катоді.

Тема 3.5. Корозія металів та методи захисту від неї.

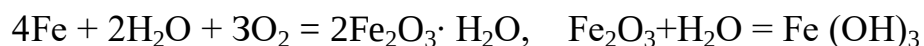
3.5.1 Корозія металів. Основні типи корозії

Корозія – це руйнування металів внаслідок їх хімічної або електрохімічної взаємодії з навколишнім середовищем.

Причиною корозії є термодинамічна нестійкість металів по відношенню до кисню і вологи повітря:



Наприклад, киснева корозія заліза у воді:



Іржа є загальним терміном для визначення оксидів заліза. Цей термін застосовується до червоних оксидів, що утворюються в результаті реакції заліза з киснем в присутності води або вологого повітря.

Найбільш поширені класифікації:

- за механізмом процесу;

- за умовами протікання;
- за характером корозійних пошкоджень.

За механізмом процесу розрізняють такі типи корозії:

- хімічна корозія;
- електрохімічна;
- електрична;
- біологічна.

За умовами протікання розрізняють такі типи корозії:

- газова
- атмосферна;
- морська;
- ґрунтова;
- високотемпературна.

За характером корозійних пошкоджень розрізняють такі типи корозії:

- суцільна;
- місцева.

3.5.2 Хімічна корозія. Захисні властивості поверхневих плівок

Хімічна корозія – процес самочинного руйнування металів у атмосфері окиснювальних газів за умов високих температур чи у середовищі рідких неелектролітів.

Хімічній корозії притаманні певні ознаки:

- безпосереднє передавання електронів атомами металів окиснику, що знаходиться у корозійному середовищі;
- відсутність у системі електричного струму.

Залежно від умов перебігу поділяється на типи:

- газова корозія, яка виникає при високих температурах у атмосфері сухих агресивних газів (F_2 , Cl_2 , SO_2 , NO_2 , H_2S тощо), наприклад: корозія двигунів внутрішнього згорання, деталей турбін, ракетних двигунів;

- корозія у неелектролітах – струмонепровідних рідинах (Br_2 , нафта і нафтопродукти).

Для прикладу розглянемо схему корозії металу в атмосфері кисню:
$$n\text{Me} + 0,5m\text{O}_2 \rightarrow \text{Me}_n\text{O}_{m/2}$$

На швидкість корозії впливають такі чинники:

- характер продуктів корозії: утворення суцільних хімічно стійких поверхневих плівок на металі значно сповільнює, а іноді й зовсім припиняє хімічну корозію, але крихкі, малопластичні чи розчинні плівки сприяють швидкому руйнуванню металу;
- температура: з підвищенням температури інтенсивність корозії зростає, що зумовлюється прискорюванням дифузії газів через поверхневу плівку та утворенням тріщин, через які газ проникає у метал і окиснює його;
- природа навколишнього середовища: швидкість корозії збільшується, якщо у повітрі міститься значна кількість агресивних домішок, які при взаємодії з металом утворюють на його поверхні розчинні сполуки;
- властивості металу: чим активнішим є метал, тим швидше і легше він кородує.

Головний фактор, що впливає на процес хімічної корозії, – властивості окисної плівки, що утворюється на поверхні металу або сплаву.

Якщо плівка, що утворилася на поверхні металу, суцільна та не є проникною для молекул кисню, то така плівка захищає метал від корозії.

Суцільність плівки оцінюють за допомогою критерію Пілліга–Бедвордса:

захисними властивостями володіють плівки на поверхні таких металів, для яких відношення молярного об'єму оксиду до об'єму металу, з якого утворився цей оксид, знаходиться в межах $1 < 2,5$.

$$1 < V_{\text{окс}}/n V_{\text{Me}} < 2,5$$

Розрахунки та досвід показують, що більшість металів (крім лужних та лужно-земельних) мають суцільні плівки.

Властивості плівки мають велике значення при визначенні здатності металів до займання – метали з плівками, що мають погані захисні властивості, легко займаються та інтенсивно горять.

З підвищенням температури швидкість процесу корозії збільшується.

Тому в умовах пожежі більшість конструкційних матеріалів інтенсивно кородують. Але вплив високих температур не обмежується тільки підвищенням швидкості корозії. За високих температур погіршуються механічні властивості більшості конструкційних металів, що може призвести до руйнування конструкцій, з яких вони побудовані. Тому треба розрізняти поняття жаростійкості та жароміцності.

3.5.3 Електрохімічна корозія

Електрохімічна корозія – руйнування металів у середовищах з іонною провідністю, при якому відбувається просторове перенесення електронів і виникнення електричного струму.

Залежно від умов перебігу розрізняють такі види:

- контактна корозія (при тривалому контакті двох металів, що мають різні електродні потенціали);
- атмосферна корозія (руйнування металів у вологому повітрі при звичайних температурах);
- корозія у ґрунті (метал контактує з вологим ґрунтом, який містить розчинений кисень та інші речовини);
- корозія при нерівномірній аерації (розчинений у воді кисень має неоднаковий доступ до різних ділянок металу);
- щілиста корозія – підсилене руйнування металів у щілинах, отворах, зазорах та каналах;
- корозія під напруженням, що спричиняється одночасною дією на метал корозійного середовища і механічного навантаження;

- фретинг-корозія, яка виникає внаслідок тертя корозійного середовища по поверхні металу;
- корозійна кавітація – руйнування металів, зумовлене ударною дією корозійного середовища, наприклад, руйнування гребних гвинтів суден або лопатей турбін;
- біокорозія, що відбувається під впливом продуктів життєдіяльності мікроорганізмів;
- корозія під дією зовнішнього електричного струму – руйнування підземних металевих комунікацій та споруд блукаючими струмами. Найчастіше цей вид електрохімічної корозії спостерігається при роботі електричного рейкового транспорту за рахунок витоку струму на стиках заглиблених у ґрунт рейок. У цьому випадку можливе розгалужування струму, частина якого піде через вологий ґрунт. Якщо на шляху проходження струму знаходиться підземна металева споруда, то ділянка конструкції, у яку входить блукаючий струм, буде катодом, а місце його виходу – анодом.

Одже, при контакті металу з електропровідним середовищем (у більшості випадків – з вологою повітря) корозія відбувається за електрохімічним механізмом.

При виконанні умов виникнення електрохімічної корозії виникають короткозамкнені гальванічні елементи (гальванопари), за схемою:

А (-) Me1 / Розчин / Me2 (+) К

Me1 більш активний ніж Me2.

Окисниками при електрохімічній корозії найчастіше виступають O_2 і Cl_2 у вологому повітрі, йони H^+ , Fe^{3+} , NO_3^- тощо.

Взагалі середовищем електрохімічної корозії може бути:

- електроліт (водні розчини кислот, солей, лугів, морська вода);
- вологий газ;
- вологий ґрунт.

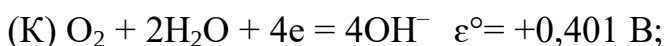
Усі окисники, які сприяють перебігу катодної реакції відновлення,

називаються деполяризатори, а катодний процес – деполяризація.

Процес електрохімічної корозії являє собою сукупність двох взаємозв'язаних реакцій – анодної та катодної.

На менш активному металі (катоді) буде відбуватися процес відновлення окисника:

- у нейтральному чи лужному середовищі ($\text{pH} \leq 7$):

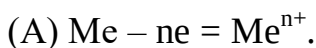


- у кислому середовищі:

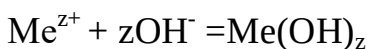


Корозійний процес, що супроводжується поглинанням і відновленням на катоді газоподібного кисню O_2 , називається корозією з кисневою деполяризацією. Корозійний процес, при якому на катоді відновлюються йони гідрогену H^+ і виділяється газоподібний водень H_2 , називається корозією з водневою деполяризацією.

Більш активний метал – анод – буде окислюватися:



Поряд з електрохімічними процесами під час корозії відбуваються вторинні хімічні реакції, наприклад, взаємодія йонів металу з гідроксильними іонами:



Утворена основа протягом часу може піддаватися поступовій дегідратації (втраті молекул H_2O):



3.5.4 Способи захисту від корозії

Для нормальної експлуатації металевих конструкцій обов'язково приймати засоби щодо їх захисту від корозії. Протикорозійний захист допомагає зберегти великі гроші. Протикорозійні заходи необхідно планува-

ти під час проектування. До таких заходів входить правильний підбір матеріалів і засобів захисту від корозії. Суттєву роль грає вибір раціонального способу виготовлення металоконструкцій в протикорозійному відношенні: щоб не було місць накопичення вологи, було менше щілин, зазорів та небажаних контактів металів. Для захисту від корозії використовуються різноманітні методи:

- нанесення захисних покриттів (фарби, лаки, інші метали);
- електрохімічні методи (заклепки, пластинки, протектори з більш активних металів)
- використання корозійностійких сплавів;
- зміна властивостей середовища (використання інгібіторів корозії).

Захисні покриття – це шари, штучно створювані на поверхні металевих виробів і споруд. Вибір виду покриття залежить від умов, при яких використовується метал.

Неметалічні захисні покриття можуть бути як неорганічними, так і органічними. Захисна дія таких покриттів зводиться в основному до ізоляції металу від навколишнього середовища

Матеріалами для металевих захисних покриттів можуть бути як чисті метали (цинк, кадмій, алюміній, нікель, мідь, олово, хром, срібло та ін), так і їхні сплави (бронза, латунь і т. д.). За характером поведінки металевих покриттів при корозії їх можна розділити на катодні (метал, що має більш високий електродний потенціал, ніж захищається, наприклад, на сталі це Cu, Ni, Ag) та анодні (метал з меншим потенціалом, наприклад, цинк на сталі).

Катодні покриття можуть захищати метал від корозії лише за відсутності пор і пошкоджень покриття. У разі анодного покриття розчиняється більш активний метал – анод, а захищається метал заряджається негативно і не кородує. Але потенціали металів залежать від складу розчинів, тому при зміні складу розчину може змінюватися і характер покриття. Так, пок-

риття стали оловом в розчині H_2SO_4 – катодне, а в розчині органічних кислот – анодне.

Електрохімічний метод захисту заснований на гальмуванні анодних або катодних реакцій корозійного процесу. Електрохімічний захист здійснюється приєднанням до конструкції, що захищається (корпус судна, підземний трубопровід), що знаходиться в середовищі електроліту (морська, ґрунтова вода), металу з більш негативним значенням електродного потенціалу – протектора.

Легування металів – це ефективний, хоч і дорогий метод підвищення корозійної стійкості металів, при якому до складу сплаву вводять компоненти, що викликають пасивацію металу. У якості таких компонентів застосовують хром, нікель, титан, вольфрам і ін.

Зміна властивостей корозійного середовища пов'язано зі зниженням концентрації компонентів, небезпечних в корозійному відношенні, наприклад, деаерація (видалення кисню), застосування інгібіторів. **Інгібіторами корозії** називають хімічні сполуки або їх композиції, присутність яких в невеликих кількостях в агресивному середовищі сповільнює корозію металів, наприклад, $NaNO_2$, K_2CrO_4 , Na_3PO_4 , діетиламін $(C_2H_5)_2NH$, уротропін $(CH_2)_4 N_4$, та ін. Вони адсорбуються на поверхні металу, утворюючи тонкі плівки.

Раціональне конструювання виробів полягає в зменшенні числа небезпечних з погляду корозії ділянок - зварних швів, контактів різнорідних по електродні потенціали металів, а також спеціального захисту цих ділянок від корозії.

3.5.5 Вплив факторів, що виникають при пожежі, на корозію

Під час пожежі завдяки суттєвому нагріванню метало-конструкцій, значно прискорюється газова корозія металів, яка відбувається за хімічним механізмом. А підвищення температури впливає не тільки на корозію металу, а й на його механічні характеристики. Тому треба розрізняти по-

НЯТТЯ:

Жаростійкість – це здатність металу чинити опір корозії за високих температур.

Жароміцність – це здатність металу підтримувати свої механічні властивості за високих температур.

Після гасіння пожежі металеві конструкції, які знаходилися під впливом високих температур, піддаються прискореній корозії, завдяки руйнуванню поверхневих захисних покриттів, потраплянню вологи у важкодоступні місця. За наявності вологи процес корозії металів значно прискорюється, завдяки тому, що корозія починає відбуватися за електро-хімічним механізмом.

Особливо процес корозії прискорюється, якщо при гасінні були використані різні хімічні засоби пожежогасіння: порошки, піни, фреони. У такому випадку у воду потрапляють різні речовини, які можуть виступати як активатори корозії. Активаторами електрохімічної корозії можуть виступати іони Cl^- , Br^- , I^- , SO_4^{2-} . Ці іони входять до складу вогнегасних порошоків і хімічних пін. Особливо підвищується швидкість корозії, якщо до води потрапляють кислоти. Хлороводнева кислота, наприклад, утворюється при горінні деяких пластмас та термічного розкладання фреонів.

Можливість суттєвого корозійного впливу на пожежну техніку та обладнання треба мати на увазі при роботі з різними хімічними засобами пожежогасіння. Для зменшення корозійного впливу цих засобів на пожежну техніку та обладнання треба виконувати інструкції до її експлуатації.

Приклади розв'язання типових задач за темою 3.5

Задача №1. Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні барію? Густина барію та його оксиду складають 970 і 2270 кг/м^3 відповідно.

Розв'язання.

Захисні властивості оксидної плівки визначаються за допомогою критерію Піллінга–Бедвордса. Захисними властивостями володіють плівки на поверхні таких металів, для яких відношення молярного об'єму оксиду до об'єму оксиду, з якого утворився оксид, знаходиться в межах 1–2,5.



$$V(\text{оксиду}) = m(\text{оксиду})/\rho(\text{оксиду}) = 0,153/2270 = 6,74 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$$

$$V(\text{металу}) = m(\text{металу})/\rho(\text{металу}) = 0,137/970 = 1,41 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$$

$$V(\text{оксиду})/V(\text{металу}) = 6,74 \cdot 10^{-5}/1,41 \cdot 10^{-4} = 0,478.$$

Плівка оксиду барію не володіє захисними властивостями.

Задача №2. Як відбувається корозія заліза, покритого міддю а) у вологому середовищі; б) в кислому середовищі, якщо це покриття пошкоджено?

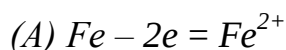
Розв'язання.

При контакті двох металів, що знаходяться в електропровідному розчині, виникають гальванопари:

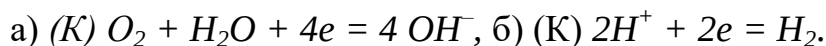
а) у вологому повітрі: $A(-)Fe/H_2O, O_2/Cu(+)K$;

б) у кислому середовищі: $A(-)Fe/H_2O, H^+/Cu(+)K$.

Більш активний метал – залізо буде в обох випадках окислюватися:



Менш активний метал – мідь буде грати роль катода, на якому проходять такі процеси:



Таким чином, можна зробити висновок, що менш активний метал – мідь – не захищає більш активний метал – залізо – у разі пошкодження мідного покриття.

Задача №3. Чи володіє захисними властивостями оксидна плівка на поверхні металічного натрію?

Розв'язання:

На поверхні металу відбувається реакція:



Розрахуємо об'єми 1 моля оксиду натрію та двох молей натрію:

$$V_{\text{окс}} = m_{\text{окс}}/\rho_{\text{окс}} = (23 \cdot 2 + 16)/2.27 = 27.3 \text{ см}^3$$

$$V_{\text{Na}} = m_{\text{Na}}/\rho_{\text{Na}} = 23 \cdot 2/0.97 = 49.4 \text{ см}^3.$$

Розрахуємо критерій Пілліга – Бедвордса:

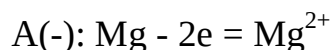
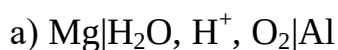
$$V_{\text{окс}}/nV_{\text{Na}} = 27.3/49.4 = 0.55.$$

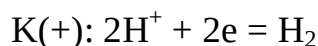
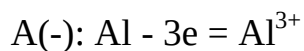
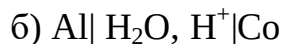
$V_{\text{окс}}/nV_{\text{Na}} < 1$, тобто плівка на поверхні металічного натрію не суцільна, вона не володіє захисними властивостями.

Задача №4. Яке металічне покриття називається анодним і яке катодним? Які з наведених нижче металів можуть виступати як анодні та катодні покриття для виробу з Al, що знаходиться: а) у вологому повітрі, яке містить кислі гази – CO_2 і SO_2 ; б) у сильно кислому безповітряному середовищі: Mg, Ni, Cr, Be, Co, Cu? Наведіть по одному прикладу повних характеристик корозійних пар різних типів.

Розв'язання.

Анодним є покриття із металу, що має менший потенціал, ніж потенціал металу виробу, а у металу катодного покриття потенціал навпаки більший, ніж потенціал металу виробу. Тому анодними покриттями для алюмінію будуть: Mg і Be. При пошкодженні анодного покриття кородує метал покриття. Катодними будуть – Cr, Co, Ni, Cu. Приводимо повну характеристику двох корозійних пар різних типів, що утворюються при порушенні шару покриття:

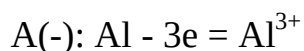
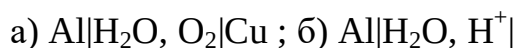




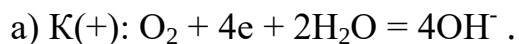
Задача №5. Алюміній склепано з міддю. Який з металів буде руйнуватися, якщо ці метали знаходяться: а) у вологому повітрі; б) у безкисневому електроліті з $pH < 7$? Наведіть повні характеристики утворених корозійних пар.

Розв'язання.

Алюміній має менше значення стандартного електродного потенціалу, тому він буде виконувати роль аноду в корозійних парах і руйнуватись:



У нейтральному середовищі (а) потенціали водневого і кисневого електродів будуть дорівнювати -0,41 та 0,82 В відповідно. Тому на катоді в цьому випадку буде відновлюватись кисень:



На катоді у другому випадку більший потенціал буде у катіона гідрогену в кислоті ніж в воді (≥ 0 і -0,41В відповідно). Тому



Завдання для самоконтролю за темою 3.5

Питання:

1. Що таке корозія та окиснення? Яка між ними різниця?
2. Які відомі основні типи корозії за механізмом процесу?

3. Сформулювати умови сплошності оксидних плівок на поверхні металів.

4. Який тип корозії виникає під час пожежі?

5. Які умови протікання корозії електрохімічним механізмом?

6. За якими правилами записують гальванопари, що утворюються при контакті металу з електропровідним середовищем?

7. Який з двох металів гальванопари буде анодом, а який – катодом?

8. Які методи захисту від корозії вам відомі?

9. Сформулюйте правила, за якими обираються метали для протекторного захисту.

10. Пояснити зв'язок корозії з виникненням надзвичайних ситуацій.

Тести:

1. Процес руйнування металів внаслідок їх хімічної або електрохімічної взаємодії з навколишнім середовищем називається

- ☐ електроліз
- ☐ корозія
- ☐ електрорушійна сила
- ☐ паливний

2. Який метал можна використовувати для захисту мідних виробів від корозії в якості анодного покриття?

- ☐ Pt
- ☐ Au
- ☐ Ag
- ☐ Al

3. Якого типу корозійного руйнування за механізмом протікання процесу НЕ існує?

- ☐ хімічного
- ☐ електрохімічного
- ☐ біологічного
- ☐ циклічного

4. Пригадайте фактори, що мають вплив на процес хімічної корозії.
Який фактор оцінюють за допомогою критерію Пілліга-Бедвордса?

- ☐ суцільність плівки
- ☐ потенціал реакції
- ☐ наявність пошкоджень металу
- ☐ глибину корозії

5. Домішки менш активних металів, або контакт з ними корозію.....

- ☐ прискорюють
- ☐ не впливають
- ☐ уповільнюють
- ☐ все залежить від того які умови

6. Алюміній стійкий до корозії, бо він.....

- ☐ є неактивним металом
- ☐ вкритий щільною оксидною плівкою
- ☐ є активним металом
- ☐ стоїть в ряді активності металів після водню

7. Хімічну корозію викликають.....

- ☐ вода і кисень
- ☐ оксиду вуглецю і сірки
- ☐ розчини солей
- ☐ всі перелічені фактори

8. Електрохімічну корозію металу викликає...

- ☐ контакт металу і кисню
- ☐ контакт металу з оксидами вуглецю і сірки
- ☐ контакт домішок в металі, контакт з іншими металами
- ☐ контакт металу з водою

9. Спосіб захисту від корозії, при якому в робоче середовище вводять речовини, що зменшують агресивність середовища, називають...

- ☐ використанням нержавіючих сталей
- ☐ інгібуванням
- ☐ протекторним захистом
- ☐ лужінням

10. Потенціал водневого електроду $E_{H^+/H_2} = -0,059\text{pH}$. Який з металів не може кородувати з водневою деполяризацією в середовищі з $\text{pH}=1$:

- ☐ Zn ($E^0 = -0,76\text{В}$)
- ☐ Fe ($E^0 = -0,44\text{В}$)
- ☐ лужінням Cu ($E^0 = -0,337\text{В}$)
- ☐ немає правильної відповіді

11. Спосіб захисту споруди, при якому до неї підключається електрод з металу з більш негативним потенціалом, ніж потенціал металу споруди, називається:

- ☐ катодним захистом
- ☐ протекторним захистом
- ☐ анодним захистом
- ☐ введенням каталізаторів

12. Алюміній стійкий до корозії, бо він:

- ☐ є неактивним металом
- ☐ є активним металом
- ☐ вкритий щільною оксидною плівкою
- ☐ стоїть в ряді активності металів після водню

Задачі:

1. Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні натрію? Густина натрію та його оксиду складають 970 і 2270 кг/м³ відповідно.

2. Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні кальцію? Густина кальцію та його оксиду складають 1540 і 3400 кг/м³ відповідно.

3. Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні магнію? Густина магнію та його оксиду складають 1740 і 3580 кг/м³ відповідно.

4. Чи має захисні властивості оксидна плівка (FeO) на поверхні заліза? Густина заліза та його оксиду складають 7874 і 5700 кг/м³ відповідно.

5. Чи має захисні властивості оксидна плівка на поверхні нікелю? Густина нікелю та його оксиду складають 970 і 2270 кг/м³ відповідно.

6. Як відбувається корозія заліза під час контакту з нікелем: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

7. Як відбувається корозія алюмінію під час контакту з нікелем: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

8. Як відбувається корозія магнію під час контакту з свинцем: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

9. Як відбувається корозія цинку під час контакту з міддю: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

10. Як відбувається корозія міді під час контакту з нікелем: а) в нейтральному, б) у кислому розчинах? Складіть схему гальванопари, а також запишіть рівняння процесів, що відбуваються на катоді та аноді.

РОЗДІЛ 4

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ S, P, D-ЕЛЕМЕНТІВ

Тема 4.1. Хімічні властивості s^1, s^2 - елементів

4.1.1 Загальні положення s^1 -елементів

Електронна будова атомів цієї групи (ns^1) вказує на те, що всі елементи мають проявляти єдиний ступінь окиснення +1 і при цьому бути металами. Однак для s^1 -елементів є ряд особливостей у ході залежності властивостей сполук елементів від порядкового номера. Елемент другого періоду за властивостями завжди суттєво відрізняється від інших елементів своєї групи. Це пов'язано з відносно малим розміром атома і наявністю на внутрішньому рівні лише двох електронів, які майже не екранують зовнішній рівень від ядра. Тому сполуки Li помітно відрізняються за властивостями від сполук Na.

Хімічна активність елементів, що мають назву *лужних металів*, зростає від Li до Cs відповідно до збільшення розміру атома. Однак найменший електродний потенціал у водних розчинах має літій, потенціал іонізації якого є найбільшим. Це пояснюють високою енергією гідратації маленького іону Li^+ (міцний зв'язок з молекулами води). В органічних розчинниках, а також у розплавах солей, літій серед лужних металів має найменший за модулем електродний потенціал відповідно до нижчої активності.

Однозарядні іони лужних металів не мають непарних електронів, тому відповідні солі безбарвні, якщо не забарвлений аніон.

Легкість збудження атомів використовують у простому способі якісного визначення присутності сполук лужних металів. Енергії газового

пальника вже достатньо для активації електронного переходу $ns \rightarrow np$, тому полум'я набуває характерного забарвлення (табл. 4.1):

Таблиця 4.1 – Забарвлення полум'я сполуками лужних металів

Метал	Забарвлення полум'я
Li	карміново-червоний
Na	жовтий
K	фіолетовий
Rb	червоний
Cs	блакитний

Саме завдяки характерним лініям у спектрі були відкриті та одержали свої назви рубідій (лат. rubidium – червоний) та цезій (лат. caesius – блакитний).

4.1.2 Хімічні властивості лужних металів

Прості речовини є сріблясто-білими (Cs – золотистий) металами з доволі високою електричною та тепловою провідністю. Це легкі речовини, причому літій – найбільш легка тверда речовина ($\rho = 0,54 \text{ г/см}^3$) при нормальних умовах. М'якість металів (легко ріжуться ножом) і низькі температури плавлення вказують на слабкість зв'язків у кристалічній решітці металу, а це, в свою чергу, пояснює високу активність металів.

Схеми взаємодії s^1 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.1 і рис. 4.2.

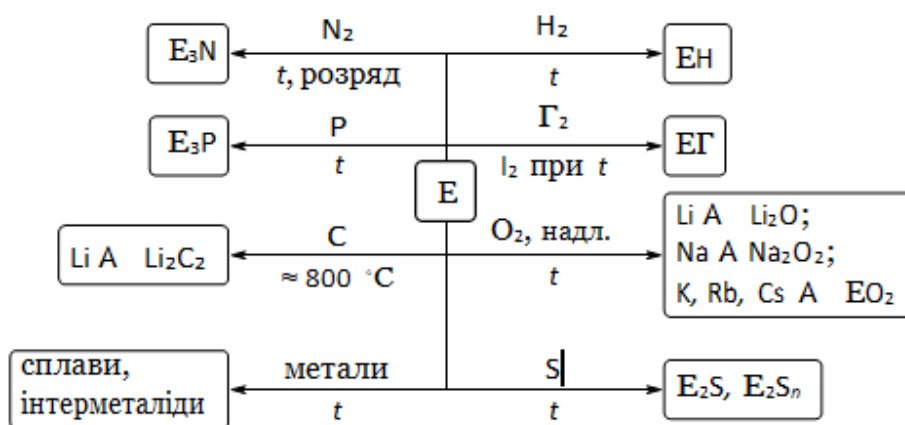


Рисунок 4.1 – Схема взаємодії s^1 -елементів з простими речовинами

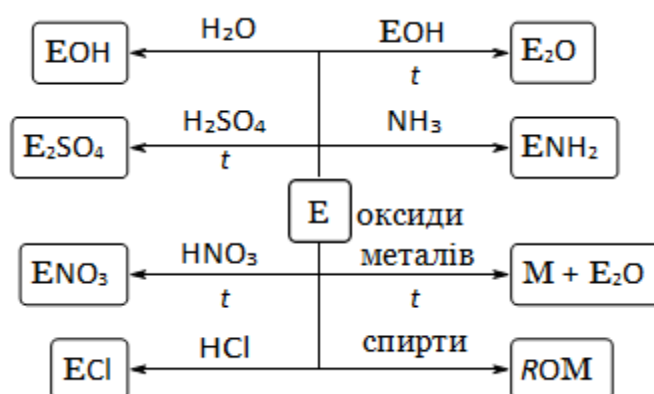
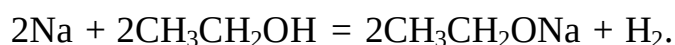


Рисунок 4.2 – Схема взаємодії s^1 -елементів з важливими реагентами

Робота з лужними металами вимагає великої акуратності. Зокрема невикористані шматочки металів потребують утилізації в етиловому спирті:



4.1.3 Використання лужних металів

Літій. Li – анод в акумуляторах; LiOH – компонент електроліту лужних акумуляторів; Li_2CO_3 – виробництво алюмінію та його сплавів.

Натрій. $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--Cl} + 2\text{Na} + \text{Cl--CH}_2\text{--CH}_3 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3$ – синтез Вюрца;

сплав з K має $t_{\text{пл}} = -12^\circ \text{C}$; NaOH, Na_2CO_3 – виробництво скла та миючих засобів; $\text{K}_2\text{NbF}_7 + 5\text{Na} = \text{Nb} + 5\text{NaF} + 2\text{KF}$ – натрійтермія.

Калій. Сполуки К важливі як мінеральні добрива; KO_2 – основний компонент у ізолюючих дихальних апаратах.

Рубідій та цезій. Ці елементи знаходять використання у фотоелементах.

4.1.4 Загальні положення s^2 -елементів

Валентний рівень цих елементів має вигляд ns^2 , тому єдиним ступенем окиснення у сполуках буде +2. Як і для ns^1 -елементів, збільшення атомного номеру приводить до посилення металічних властивостей елемента. Однак, порівняно з лужними металами, елементи цієї групи утворюють іони з меншим радіусом, тому:

- 1) іони s^2 -елементів сильніше сольватовані;
- 2) висока енергія кристалічної решітки зменшує розчинність солей зі складним аніоном (карбонати, сульфати, фосфати тощо);
- 3) зменшується термічна стійкість солей зі складним аніоном.

2p-підрівень у берилію є кайносиметричним і активно задіяний в утворенні хімічного зв'язку. Тому валентність берилію, як правило, дорівнює 4 і його численні сполуки полімеризовані.

Відмінності у властивостях елементів цієї підгрупи більш суттєві, ніж у s^1 -елементів. Зокрема амфотерний Be утворює переважно ковалентні сполуки, а Ca, Sr, Ba є типовими металами та подібні за властивостями між собою, як і лужні метали. Магній у цьому ряду займає проміжне положення. Через подібні властивості останні 3 метали виділяють в окрему групу **лужно-земельних металів** (ЛЗМ).

У ступені окиснення +2 атоми елементів не мають непарних електронів, тому відповідні сполуки не мають забарвлення (якщо це забарвлення не надає аніон типу MnO_4^-). Магній і кальцій розповсюджені на Землі (2,4% та 2,9%), а інші елементи цієї групи – ні.

Прості речовини є металами, однак якщо Be і Mg вкриті суцільною захисною оксидною плівкою, яка захищає їх від корозії, то лужно-земельні

метали легко кородують на повітрі. Тому ЛЗМ зберігають під шаром гасу. Активність металів висока, але Be і Mg проявляють активність лише при нагріванні.

Схеми взаємодії s^2 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.3 і рис. 4.4.

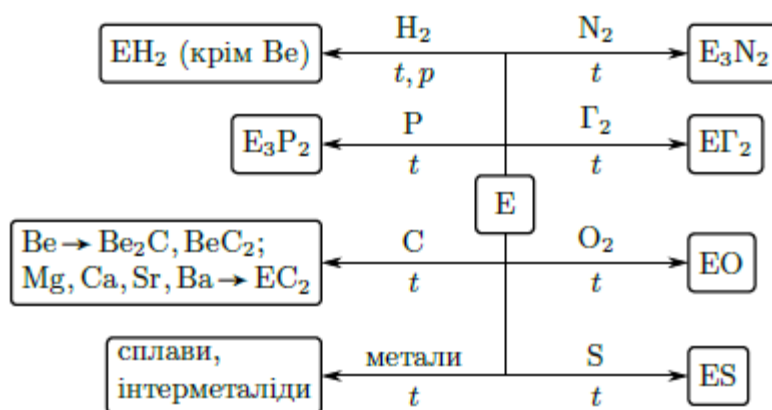


Рисунок 4.3 – Схема взаємодії s^2 -елементів з простими речовинами

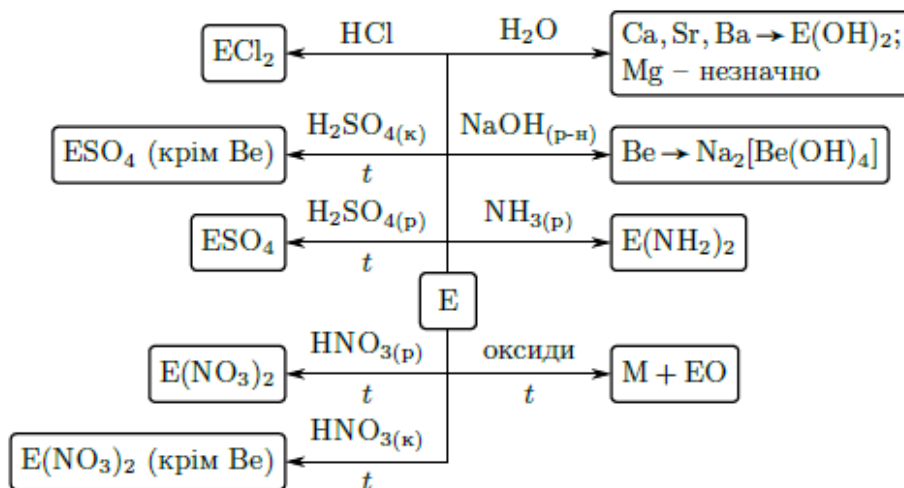


Рисунок 4.4 – Схема взаємодії s^2 -елементів з важливими реагентами

4.1.5 Використання лужно-земельних металів

Берилій. Легуючий компонент (до 2%) у деяких сплавах (берилієві бронзи) використовується як сповільнювач нейтронів у ядерних реакторах; оксиди берилію та магнію – вогнетриві.

Магній. Використовують для одержання металів, він входить у склад легких сплавів; сполуки Mg використовують у органічних синтезах (реактив Гріньяра).

Кальцій. Сполуки кальцію та магнію використовують як будівельні матеріали (цемент, алебастр, вапно); CaCl_2 і $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ – осушувачі.

Стронцій та барій. У піротехніці надають полум'ю красивого червоного кольору; металічний барій – гетер (видаляє сліди газів); BaTiO_3 – відомий сегнетоелектрик.

Приклади розв'язання типових задач за темою 4.1.

Задача №1. Дати назви 10 хімічним сполукам, що містять s-елементи:

NaCl – Хлорид натрію

CaCO_3 – Карбонат кальцію

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ – Гідроксид магнію

KNO_3 – Нітрат калію

BaSO_4 – Сульфат барію

Li_2CO_3 – Карбонат літію

SrCl_2 – Хлорид стронцію

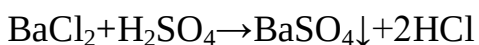
CaH_2 – Гідрид кальцію

Na_2SO_4 – Сульфат натрію

BeO – Оксид берилію.

Задача №2. Обчисліть масу осаду, що утворюється під час взаємодії 100 мл 1 М розчину BaCl_2 із надлишком розчину H_2SO_4 .

Розв'язання:



Обчислюємо кількість молів BaCl_2 :

$$n(\text{BaCl}_2) = C \cdot V = 1 \text{ моль/л} \cdot 0.1 \text{ л} = 0.1 \text{ моль}$$

За рівнянням реакції 1 моль BaCl_2 утворює 1 моль BaSO_4 , тому:

$$n(\text{BaSO}_4) = 0.1 \text{ моль}$$

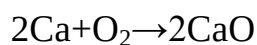
Обчислюємо масу осаду (BaSO_4):

$$m(\text{BaSO}_4) = n \cdot M = 0.1 \cdot 233 = 23.3 \text{ г}$$

Відповідь: масу осаду BaSO_4 становить 23.3 г

Задача №3. Обчисліть масу кальцію, необхідну для добування 50 г кальцій оксиду (CaO).

Розв'язання:



Обчислюємо молярну масу CaO :

$$M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль}$$

Обчислюємо кількість молів CaO :

$$n(\text{CaO}) = m/M = 50/56 \approx 0.893 \text{ моль}$$

За рівнянням реакції 1 моль Ca дає 1 моль CaO , тому:

$$n(\text{Ca}) = 0.893 \text{ моль}$$

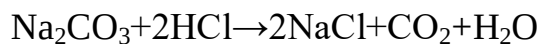
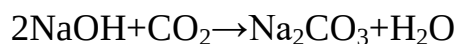
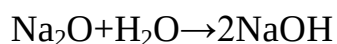
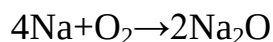
Обчислюємо масу кальцію:

$$m(\text{Ca}) = n \cdot M = 0.893 \cdot 40 = 35.7 \text{ г}$$

Відповідь: маса кальцію 35.7 г

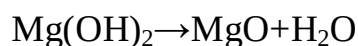
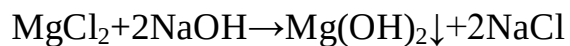
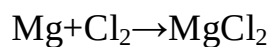
Задача №4. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaCl}$

Розв'язання:



Задача №5. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення: $\text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgO}$

Розв'язання:



Завдання для самоконтролю за темою 4.1

Питання:

1. Як змінюється активність лужних металів у групі?
2. Які загальні хімічні властивості характерні для лужних металів?
3. Чому лужноземельні метали менш активні, ніж лужні?
4. Як s¹-елементи реагують з водою?
5. Чому лужні метали зберігають у гасі?
6. Які продукти утворюються при взаємодії кальцію з водою?
7. Чи реагують лужноземельні метали з киснем?
8. Які властивості гідроксидів лужних металів?
9. Як змінюється основність оксидів s²-елементів у групі?
10. Чому берилій не утворює сильнолужний гідроксид?

Тести:

1. Який елемент належить до лужних металів?
☐ Ca
☐ Na
☐ Mg
☐ Al
2. Який метал утворює нерозчинний у воді сульфат?
☐ Na

- ☐ K
- ☐ Ba
- ☐ Li

3. Який з наведених оксидів є амфотерним?

- ☐ Na_2O
- ☐ BeO
- ☐ CaO
- ☐ BaO

4. Який із наведених гідроксидів є найсильнішою основою?

- ☐ $\text{Be}(\text{OH})_2$
- ☐ $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- ☐ CsOH
- ☐ $\text{Ca}(\text{OH})_2$

5. Який продукт утворюється при взаємодії кальцію з водою?

- ☐ CaO
- ☐ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ та H_2
- ☐ CaCO_3
- ☐ CaCl_2

6. Який елемент є найактивнішим у групі лужних металів?

- ☐ Na
- ☐ K
- ☐ Rb
- ☐ Cs

7. Яка сіль не розчиняється у воді?

- ☐ Na_2CO_3
- ☐ KNO_3
- ☐ CaCO_3
- ☐ LiCl

8. Який із наведених елементів має найменшу густину?

- ☐ Li
- ☐ Na
- ☐ K
- ☐ Cs

9. Яка з наведених сполук утворює при нагріванні кисень?

- ☐ NaCl
- ☐ KOH
- ☐ KNO_3
- ☐ Ba(OH)_2

10. Який продукт утворюється при взаємодії барію з хлоридною кислотою?

- ☐ BaCl_2 та H_2
- ☐ BaO
- ☐ Ba(OH)_2
- ☐ BaSO_4

11. Який елемент утворює алотропні модифікації?

- ☐ Al
- ☐ C
- ☐ B
- ☐ Ga

12. Який продукт утворюється при взаємодії кремнію з хлором?

- ☐ SiO_2
- ☐ SiCl_4
- ☐ SiOH
- ☐ SiCl_2

Задачі

1. Напишіть рівняння взаємодії натрію з водою.

2. Визначте об'єм водню, що виділиться при взаємодії 10 г кальцію з водою.

3. Запишіть рівняння реакції горіння магнію в кисні.

4. Обчисліть масу осаду BaSO_4 , що утворюється при змішуванні 100 мл 1М BaCl_2 із надлишком H_2SO_4

5. Напишіть рівняння реакції взаємодії кальцію з хлором.

6. Обчисліть масу натрію, необхідну для утворення 50 г Na_2O .

7. Напишіть рівняння реакції утворення гідроксиду барію.

8. Визначте масу осаду CaCO_3 , що випадає при змішуванні розчинів CaCl_2 та Na_2CO_3 .

9. Напишіть рівняння реакції лужних металів з киснем.

10. Обчисліть масу LiOH , що утворюється при реакції 10 г літію з водою.

Тема 4.2. Хімічні властивості p^1, p^2 - елементів

4.2.1 Загальні положення p^1 -елементів

Бор – перший p -елемент Періодичної системи, тому його властивості унікальні, як і у першого s -елемента. Електронна конфігурація $2s^2 2p^1$ вказує на те, що характерним ступенем окиснення має бути +3. Однак цьому ступеню окиснення відповідають два різних типи гібридизації атомних орбіта-

лей бору. Використання лише трьох наявних АО з трьома власними електронами призводить до появи сполук з sp^2 -гібридизованим атомом бору, а використання вакантної АО через утворення донорно-акцепторного зв'язку (як акцептора) відповідає sp^3 -гібридизації.

На відміну від s^1 і s^2 елементів, а також інших представників своєї групи, бор ніколи не утворює катіонів B^{3+} через величезну поляризацію, яку створював би подібний невеликий за розмірами катіон з великим зарядом. Тому бор – типовий неметал і за властивостями нагадує силіцій (діагональна схожість).

Бор виявляє сильні акцепторні властивості по відношенню до електронної пари, тому найбільш стійкими сполуками цього елемента є сполуки з атомами-донорами. У цьому випадку утворюються міцні зв'язки, що сприяють полімеризації сполук. Гомоланцюги В-В-В нестійкі, а гетероланцюги типу В-О-В-О-В є міцними завдяки додатковому донорно-акцепторному зв'язуванню, яке відсутнє у гомоланцюгах.

Природний бор складається з 2 ізотопів: ^{10}B (20%) і ^{11}B (80%). Цей елемент – рідкісний ($3 \cdot 10^{-4}$), але утворює власні мінерали, у яких знаходиться у вигляді сполук з киснем.

Алюміній. Порівняно з бором алюміній має більший розмір атома, тому металічні властивості у нього виражені сильніше. Al – типовий амфотерний елемент, для якого характерні як катіонні ($[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$), так і аніонні ($[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$) комплекси. КЧ алюмінію у таких сполуках може приймати значення 4 і 6. КЧ 6 проявляється завдяки наявності в атома алюмінію вакантного d -підрівня. Однак, Al є p -елементом, тому не утворює амоніачних та ціанідних комплексів. Найважливіші ліганди у комплексах алюмінію – H_2O , OH^- і F^- .

Характерним ступенем окиснення є +3, хоча за високих температур зустрічаються сполуки Al(+1): AlF, Al_2O , AlCl.

За розповсюдженістю на Землі алюміній займає перше серед металів місце (і поступається лише неметалам O та Si); має один природний ізотоп

²⁷Al. Найбільш стабільними серед сполук цього елемента є сполуки з оксигеном через велику спорідненість Al до O (аналогія з бором).

Галій, індій, талій. Із збільшенням порядкового номера в групі зменшується стабільність вищого ступеню окиснення +3 і збільшується стабільність нижчого +1. Ця тенденція спостерігається для всіх груп *p*-елементів, тоді як у *d*-елементів проявляється зворотня тенденція.

Талій сильно відрізняється від інших елементів групи за властивостями сполук внаслідок *лантаноїдного стиснення* та ефекту проникнення. Усі три елементи є рідкісними і розсіяними, хоча галій іноді зустрічається разом з алюмінієм.

Галій, індій і талій – доволі м'які та легкоплавкі метали. Особливість індію – рівномірне відбивання світлових променів будь-якої довжини хвилі – використовується при виготовленні дзеркал. Галій має схильність до переохолодження і температурний інтервал існування його рідкого стану найбільш широкий серед усіх металів. Це пояснюється наявністю молекул Ga₂ у рідкому галії. Ця рідина дуже агресивна по відношенню до інших металів. Вона розчиняє їх усі, завинятком W, Ta, Re і Be, вже до 600 °C.

4.2.2 Хімічні властивості бору, алюмінію, галію, індію та талію

Бор у кристалічній сірій модифікації важкоплавка речовина (2075 °C) і має напівпровідникові властивості. В хімічних реакціях, де продуктом є бор, утворюється коричневий порошок аморфного бору. У звичайних умовах бор реагує лише з фтором, що можна пояснити не термодинамічною вигодою, а кінетичними факторами: реакції можливі, але відбуваються надзвичайно повільно. При нагріванні активність бору підвищується і він реагує з усіма сильними окисниками.

Хімічна активність Al висока, адже $E(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = 1,66 \text{ В}$. Однак вона знижена через утворення суцільної водостійкої оксидної плівки на поверхні металу. У реакціях металічний алюміній проявляє свою високу активність лише в тому випадку, коли вдається зруйнувати оксидну плівку.

Схеми взаємодії усіх p^1 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами представлено на рис. 4.5 і рис. 4.6.

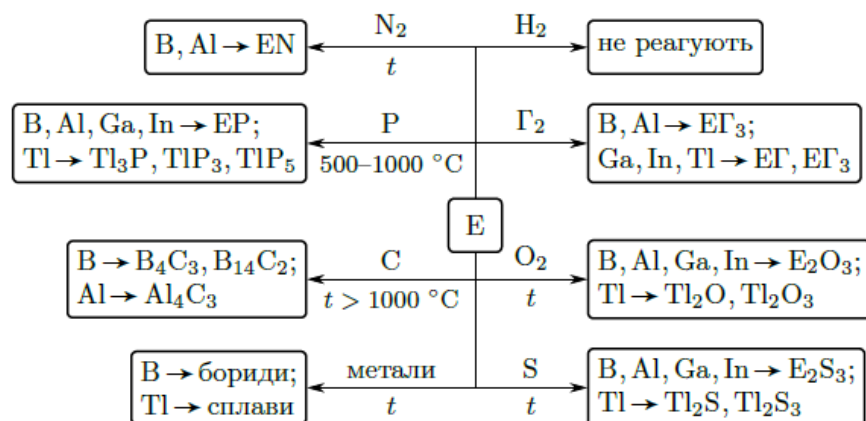


Рисунок 4.5 – Схема взаємодії p^1 -елементів з простими речовинами

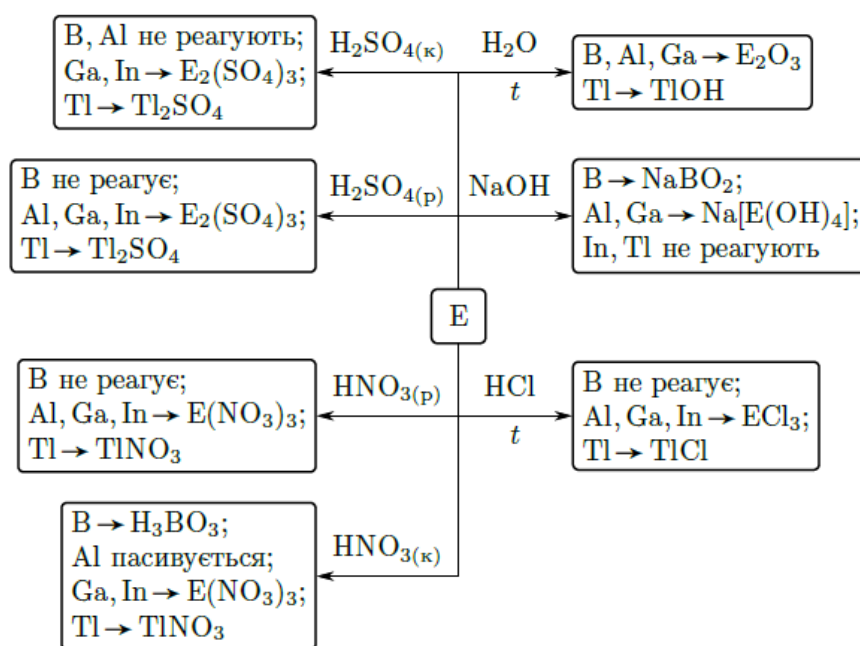


Рисунок 4.6 – Схема взаємодії p^2 -елементів з важливими реагентами

4.2.3 Використання p^1 -елементів

Бор. Легуюча добавка; сповільнювач нейтронів у ядерній техніці; виробництво скла і фарфору (B_2O_3); $Li[BH_4]$ і $Na[BH_4]$ використовують в органічних синтезах; бориди металів – вогнетриви.

Алюміній. Сплави; алюмотермія; лазерна техніка; органічний синтез ($\text{Li}[\text{AlH}_4]$, AlCl_3); очищення води, шкіряне виробництво ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$).

Галій, індій, талій. Напівпровідникові матеріали та вакуумна техніка; Індій використовують у виробництві дзеркал, а також у ювелірній справі («зелене золото» – сплав 75% Au, 20% Ag і 5% In); численні сплави індію мають низькі температури плавлення, тому використовуються у запобіжниках і як припої.

Розподілення індію за галузями використання у ХХІ сторіччі наведено у табл. 4.2. Японія використовує 53% світового виробництва індію, США – 21%, а на країни колишнього СРСР припадає менше 1%. Очевидно, що рівень попиту на індій корелює із загальним рівнем розвитку країни.

Таблиця 4.2 – Використання індію у розвинених країнах

<i>Галузь використання</i>	<i>Використання, %</i>
Припої та сплави	10
Покриття і сплави у виробництві підшипників	20
Електротехніка	15
Оксидні покриття	25
Потреби науки	7

4.2.4 Загальні положення p^2 -елементів.

Карбон. Електронна конфігурація $2s^2 2p^2$ атома карбону характеризується важливою властивістю: кількість електронів на зовнішньому рівні збігається з числом орбіталей на ньому. Подібна ситуація спостерігається ще лише для одного елемента у Періодичній системі – Гідрогену – і саме ці два елементи утворюють найбільшу кількість сполук у природі. За умови відсутності неподілених електронних пар на валентному рівні, Карбон виявляє схильність до утворення гомоланцюгів, адже сусідні атоми не зазнають додаткового відштовхування між неподіленими парами електронів.

Характерними ступенями окиснення Карбону в неорганічних сполуках є $-4, +2, +4$. При цьому реалізуються три типи гібридизації атомних орбіталей – sp , sp^2 і sp^3 . Висока електронегативність карбону (2,5) вказує на неможливість існування катіонів типу C^{2+} чи C^{4+} . Як типовий неметал карбон проявляє тенденцію до утворення аніонних похідних навіть у позитивних ступенях окиснення: CO_3^{2-} , CN^- .

Природний карбон складається з двох ізотопів: ^{12}C (98,9%) та ^{13}C (1,1%). Радіоактивний ізотоп ^{14}C зустрічається лише у слідових кількостях ($10^{-10}\%$), однак має велике значення для встановлення віку біоматеріалів.

Кремній. Електронна конфігурація атому силіцію $3s^2 3p^2$ вказує на можливість існування ступенів окиснення $+4$, -4 і $+2$. Однак, наявність вакантного d - підрівня сприяє стабілізації позитивного ступеню окиснення $+4$ за рахунок утворення донорно-акцепторних зв'язків, тому сполуки Si ($+2$) нечисленні. З тієї ж причини силіцій, на відміну від карбону, здатний проявляти координаційне число 6.

Вакантні орбіталі d -підрівня полегшують перебіг реакцій заміщення і це суттєво відрізняє Si від C. Так, CCl_4 – малоактивна сполука, яка не гідролізується, а $SiCl_4$ гідролізується дуже легко.

Гомоланцюги силіцію малостійкі, проте гетероланцюги Si-O-Si мають високу стійкість і є найбільш розповсюдженими зв'язками на нашій планеті.

У багатьох своїх сполуках силіцій проявляє подібність до бору (діагональна схожість).

Природний силіцій складається із суміші 3 ізотопів і за розповсюдженням поступається лише оксигену.

Германій, станум, плюмбум. У ряду Ge Sn Pb спостерігаються ті ж тенденції, що й для p^1 -елементів: зменшується стабільність вищого ступеню окиснення і збільшується стабільність нижчого. При цьому сполуки у ступені окиснення $+4$ нагадують сполуки неметалів, а у ступені окис-

нення +2 – сполуки металів. Усі елементи цієї підгрупи мало розповсюджені, проте знаходять широке використання.

4.2.5 Хімічні властивості карбону, сіліцію, германію, стануму та плюмбуму

Сполуки C (–4). Карбіди поділяють на 3 групи за характером хімічного зв'язку:

- іонні карбіди утворені металами I-A, II-A підгруп і Al. Хімічно активні, гідролізуються;
- металоподібні – карбіди *d*-елементів. Сполуки включення ($\text{TiC}_{0,6-1,0}$, $\text{VC}_{0,58-1,0}$); за властивостями близькі до вихідних металів;
- ковалентні карбіди B і Si хімічно дуже стійкі, водою не розкладаються.

Сполуки C (+4). Подібні сполуки існують лише для неметалів з більшою, ніж у карбону, електронегативністю: галогенів, кисню, сульфуру і нітрогену. Всі ці сполуки мають кислотний характер: при взаємодії з водою можуть утворювати кислоти, а з основними реагентами – солі.

Сполуки C (+2). Найважливішою сполукою у цьому ступені окиснення є CO – газ без запаху і забарвлення, з низькою розчинністю у воді (чадний газ). За фізичними властивостями і електронною будовою CO близький до N_2 , однак, на відміну від азоту, характеризується деякою полярністю ($\mu = 0,04 \cdot 10^{-29}$ Кл·м).

Проста речовина сіліцію (кремній) є доволі інертною. З простих речовин за кімнатної температури реакція відбувається лише з фтором; при нагріванні кремній окиснюється більшістю неметалів до Si (+4).

Головним оксидом сіліцію виступає SiO_2 , хоча за високої температури існує SiO (по аналогії з карбоном). SiO_2 відомий у декількох модифікаціях, найважливіша з яких для хіміків – кварц. Чистий кварц є гар-

ним матеріалом для хімічного посуду. Він витримує нагрівання до 1200 °С, причому швидке охолодження не викликає його розтріскування. На відміну від звичайного скла, кварц не затримує УФ промені.

Германій – крихка речовина, що лиже ззовні нагадує метал, а Sn (проста речовина – олово) і Pb (свинець) є типовими металами. Для олова характерний перехід $\alpha \rightarrow \beta$ при 13 °С, що супроводжується перетворенням компактного металу на порошок («олов'яна чума»).

Схеми взаємодії усіх p^2 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами представлено на рис. 4.7 і рис. 4.8

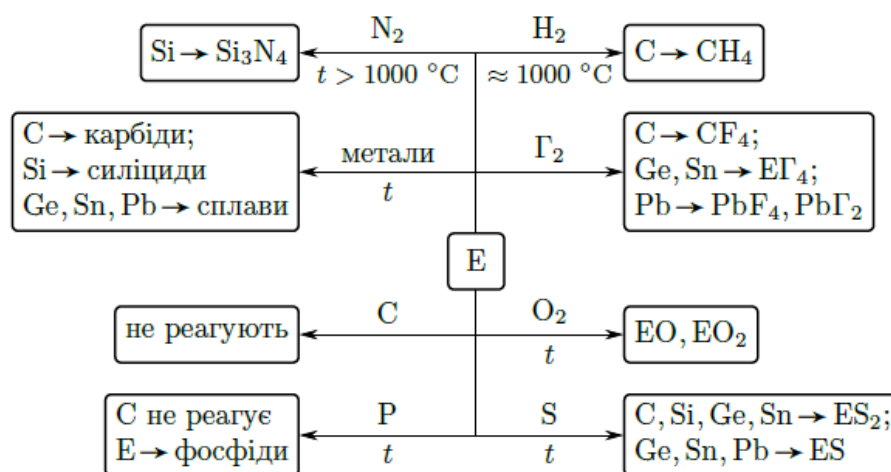


Рисунок 4.7 – Схема взаємодії p^2 -елементів з простими речовинами

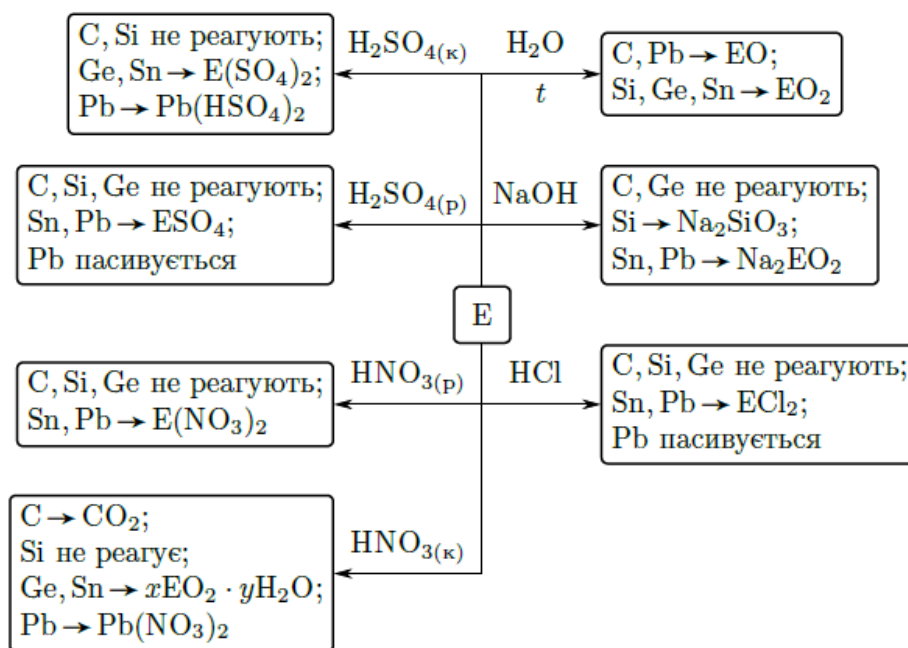


Рисунок 4.8 – Схема взаємодії p^2 -елементів з важливими реагентами

4.2.6 Використання p^2 -елементів.

Карбон. Кам'яне вугілля, нафту і газ використовують як паливо; матеріали на основі графіту широко вживані у промисловості: електроди, тиглі, стрижні у ядерних реакторах, електрощітки у двигунах, графітове волокно; активоване вугілля – адсорбент; алмази (природні та, особливо, штучні) – абразивний матеріал; CO_2 (сухий лід) – охолоджувач продуктів, активна речовина вогнегасників; SiC – абразивний матеріал, а також нагрівальний елемент у електропечах.

Силіцій. Скло, фарфор, хімічний посуд містять SiO_2 ; напівпровідникова техніка – галузь використання дуже чистого кремнію; розкислювач (видаляє зайвий кисень) сталі, кислотостійкий легуючий компонент; входить до складу цегли і цементу; ситали – закристалізовані скловидні фази; вони характеризуються поєднанням механічної міцності та хімічної стійкості.

Германій, станум, плюмбум. Германій використовують у напівпровідниковій техніці. Станум йде на захисні покриття заліза (лу-

жене залізо), виробництво припоїв, легкоплавких сплавів. Плюмбум входить до складу кислотостійких та легкоплавких сплавів, деяких видів скла (кришталі). Велика кількість плюмбуму йде на виробництво автомобільних акумуляторів.

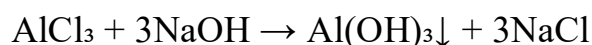
Приклади розв'язання типових задач за темою 4.2.

Задача №1. Дати назви 10 хімічним сполукам, що містять p^1 та p^2 -елементи:

1. B_2O_3 – Оксид бору
2. Al_2O_3 – Оксид алюмінію
3. Ga_2O_3 – Оксид галію
4. $AlCl_3$ – Хлорид алюмінію
5. $GaCl_3$ – Хлорид галію
6. CO_2 – Діоксид вуглецю
7. SiO_2 – Оксид кремнію
8. SnO_2 – Оксид олова
9. $Pb(NO_3)_2$ – Оксид свинцю
10. $PbSO_4$ – Сульфат свинцю

Задача №2. Обчисліть масу осаду, що утворюється під час взаємодії 100 мл 1М розчину $AlCl_3$ із надлишком розчину $NaOH$.

Розв'язання.



Обчислюємо кількість молів $AlCl_3$:

$$n(AlCl_3) = C \cdot V = 1 \text{ моль/л} \cdot 0.1 \text{ л} = 0.1 \text{ моль}$$

За рівнянням реакції 1 моль $AlCl_3$ утворює 1 моль $Al(OH)_3$, тому:

$$n(Al(OH)_3) = 0.1 \text{ моль}$$

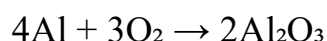
Обчислюємо масу осаду ($Al(OH)_3$):

$$m(\text{Al}(\text{OH})_3) = n \cdot M = 0.1 \cdot 78 = 7.8 \text{ г}$$

Відповідь: маса осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$ становить 7.8 г.

Задача №3. Обчисліть масу алюмінію, необхідну для добування 50 г оксиду алюмінію.

Розв'язання.



Обчислюємо молярну масу Al_2O_3 :

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2(26.98) + 3(16) = 101.96 \text{ г/моль}$$

Обчислюємо кількість молів Al_2O_3 :

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = m / M = 50 / 101.96 \approx 0.490 \text{ моль}$$

За рівнянням реакції 4 моли Al утворюють 2 моли Al_2O_3 , тому:

$$n(\text{Al}) = (4/2) \cdot 0.490 \approx 0.980 \text{ моль}$$

Обчислюємо масу алюмінію:

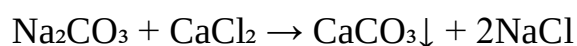
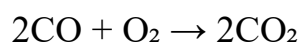
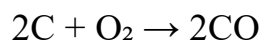
$$m(\text{Al}) = n \cdot M = 0.980 \cdot 26.98 \approx 26.5 \text{ г}$$

Відповідь: маса алюмінію 26.5 г.

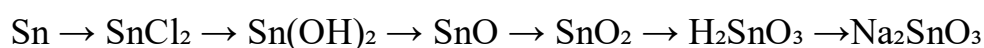
Задача №4. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



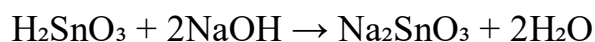
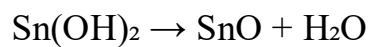
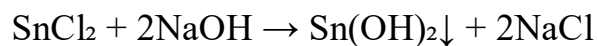
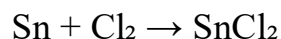
Розв'язання.



Задача №5. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



Розв'язання:



Завдання для самоконтролю за темою 4.2

Питання

1. Які елементи належать до p^1 -групи?
2. Які сполуки алюмінію мають амфотерні властивості?
3. Як змінюється кислотно-основний характер оксидів p^1 -елементів?
4. Як p^2 -елементи реагують з водою?
5. Чому оксид вуглецю(IV) є кислотним?
6. Які типові хімічні реакції характерні для кремнію?
7. Чому алюміній пасивується у концентрований HNO_3 ?
8. Як вуглець утворює органічні сполуки?
9. Які особливості хімічної активності Pb?
10. Чому германій проявляє напівпровідникові властивості?

Тести:

1. Який елемент належить до p^1 -елементів?

- ☐ C
- ☐ Al
- ☐ Si
- ☐ Pb

2. Який елемент належить до p^2 -елементів?

- ☐ B
- ☐ Al

- ☐ C
- ☐ Ga

3. Який з р₁-елементів є неметалом?

- ☐ B
- ☐ Al
- ☐ Ga
- ☐ In

4. Який елемент р₂-групи є напівпровідником?

- ☐ C
- ☐ Pb
- ☐ Si
- ☐ Sn

5. Яка кислота відповідає оксиду В₂О₃?

- ☐ H₂CO₃
- ☐ H₃BO₃
- ☐ H₄SiO₄
- ☐ H₃PO₄

6. Який оксид утворює кремній?

- ☐ SiO
- ☐ SiO₂
- ☐ Si₂O₃
- ☐ SiO₄

7. Який елемент р₁-групи є найменш реакційним?

- ☐ B

- ☐ Al
- ☐ Ga
- ☐ In

8. Яка з наведених сполук є амфотерною?

- ☐ CO₂
- ☐ B₂O₃
- ☐ Al₂O₃
- ☐ SiO₂

9. Яка алотропна модифікація вуглецю є найтвердішою?

- ☐ Графіт
- ☐ Діамант
- ☐ Сажа
- ☐ Аморфний вуглець

10. Який елемент р₂-групи має металічні властивості?

- ☐ C
- ☐ Si
- ☐ Ge
- ☐ Sn

11. Який з р₂-елементів утворює найстійкіший карбід?

- ☐ Al
- ☐ Si
- ☐ Ga
- ☐ In

12. Який елемент використовується у виробництві алюмінію?

- ☐ С
- ☐ В
- ☐ Si
- ☐ Рb

Задачі

1. Запишіть рівняння реакції алюмінію з хлором.
2. Обчисліть масу P_2O_5 , що утворюється при спалюванні 10 г фосфору.
3. Визначте об'єм кисню, необхідний для спалювання 20 г бору.
4. Напишіть рівняння взаємодії SiO_2 з гідроксидом натрію.
5. Визначте масу Al_2O_3 , що утворюється при окисненні 15 г алюмінію.
6. Напишіть рівняння реакції отримання кремнієвої кислоти.
7. Обчисліть кількість речовини, що утворюється при взаємодії 50 г $AlCl_3$ з водою.
8. Запишіть рівняння реакції взаємодії бору з кислотами.
9. Обчисліть масу $AlPO_4$, що утворюється при взаємодії 20 г ортофосфата натрія з сульфатом алюмінія.
10. Визначте об'єм водню, що виділяється при взаємодії 100 г алюмінію з кислотою.

Тема 4.3. Хімічні властивості p^3, p^4 - елементів

4.3.1 Загальні положення p^3 -елементів

Здатність утворювати сполуки у нижчому ступені окиснення монотонно зменшується у межах групи з ростом розміру атома і в цьому ж ряду збільшується стабільність ступеня окиснення +3. Стабільність вищого

ступеня окиснення змінюється немонотонно: вона підвищена у фосфору та стибію, а для бісмуту цей ступінь окиснення малохарактерний.

Нітроген. Атом нітрогену не має d -підрівня на валентному рівні ($2s^2 2p^3$), тому максимальна валентність цього елемента дорівнює 4. Нітрогену притаманно різноманіття ступенів окиснення (від -3 до +5 включно), але переважно зустрічаються -3, +5 і +3. Ступені окиснення +2 і +4 зустрічаються лише в оксидах NO і NO₂; у реакціях цих оксидів за відсутності окисників чи відновників відбувається диспропорціонування.

Нітроген – типовий неметал з високою відносною електронегативністю (3,0). На відміну від карбону, нітроген не утворює міцних гомоланцюгів через наявність неподіленої електронної пари на $2s$ -підрівні. Саме ця пара зумовлює донорні властивості N (-3), які проявляються, наприклад, у іоні амонію NH₄⁺ і органічних аміносполуках.

Елемент має надзвичайне значення для життя, адже він входить до складу білків. Однак більша частина нітрогену на Землі знаходиться в незв'язаному стані (азот) і входить до складу атмосфери (з вмістом 78%). Звідси породжується проблема «зв'язаного нітрогену», тому що наявні запаси нітрогенвмісної сировини (мінерали, органічна сировина) не можуть задовільнити потреби в ньому.

Фосфор. Порівняно з нітрогеном, фосфор має вакантний $3d$ -підрівень і тому хімія його сполук має ряд особливостей. По-перше, з'являються нові типи гібридизації ($sp^3 d$, $sp^3 d^2$) і максимальна валентність збільшується до 5 і навіть 6 ([PF₆]⁻). По-друге, фосфор проявляє схильність до утворення полімерних структур за рахунок додаткових π -зв'язків, в утворенні яких беруть участь d -орбіталі фосфору.

Сполуки фосфору у низьких ступенях окиснення поведуть себе як відновники, а у вищому ступені окиснення фосфор не проявляє помітно виражених окисних властивостей.

Підгрупа арсену. Представники цієї підгрупи – арсен, стибій і бісмут – належать до металоподібних елементів, для яких не характерні негативні

ступені окиснення; зокрема бісмут є металом. Тому стійкість нижчого ступеня окиснення закономірно зменшується від As до Bi. Стійкість вищого ступеня окиснення також зменшується, особливо в бісмуту, через ефект проникнення пари s-електронів під шар внутрішніх заповнених електронних рівнів. У назві елемента Sb та його похідних використовують два різних латинських корені: стибій (елемент) та антимоній (похідні).

Сполуки елементів цієї підгрупи знаходять специфічне використання. Так, всі сполуки арсену отруйні, тому їх використовують для боротьби зі шкідниками. Крім того, сполуки арсену знаходять використання у напівпровідниковій техніці.

4.3.2 Хімічні властивості нітрогену, фосфору та елементів підгрупи арсену

Як проста речовина нітроген існує у вигляді двохатомних молекул (азот) і знаходиться у вигляді газу за нормальних умов. Молекула N_2 є найбільш стійкою формою існування нітрогену; це – найміцніша з усіх двохатомних молекул. Енергія дисоціації на атоми дуже велика (945 кДж/моль), що має два важливих наслідки.

1. Вільний азот хімічно малоактивний, хоча за електронегативністю поступається лише фтору й оксигену.

2. Деякі сполуки нітрогену ендотермічні, і молекула N_2 є продуктом окиснення численних органічних нітрогенвмісних сполук.

За кімнатної температури N_2 реагує лише з літієм, але в жорстких умовах (висока температура, тиск, каталізатор, електричний розряд) реакції відбуваються з багатьма сполуками.

У вигляді простої речовини фосфор існує у вигляді декількох алотропних модифікацій. Білий фосфор (найбільш хімічно активна модифікація) утворений чотирьохатомними тетраедричними молекулами. Червоний і чорний фосфор – полімери, що зумовлює зменшення реакційно активності цих форм і збільшенню їх стабільності.

Фосфор утворює два ряди сполук з неметалами, де ступінь його окиснення становить +3 і +5, наприклад PCl_3 , PBr_5 . Одержання галогенідів зводиться, як правило, до взаємодії простих речовин, за винятком PF_3 (фтор переводить P одразу до ступеня окиснення +5).

Усі три елементи утворюють найбільш стійку металоподібну модифікацію; для стибію й арсену відомі модифікації типу білого фосфору. Прості речовини легкоплавкі: стибій та бісмут мають температури плавлення нижчі, ніж в алюмінію (630 і 270 °С відповідно). Арсен при атмосферному тиску не плавиться, а випаровується при 613 °С. При $t > 550$ °С цей процес стає помітним, але й при 25 °С парціального тиску пари арсену вистачає для отруєння робочих приміщень.

Усі прості речовини характеризуються позитивним значенням електродного потенціалу, тому з кислотами-неокисниками вони не реагують.

Схеми взаємодії усіх p^3 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами представлено на рис. 4.9 і рис. 4.10.

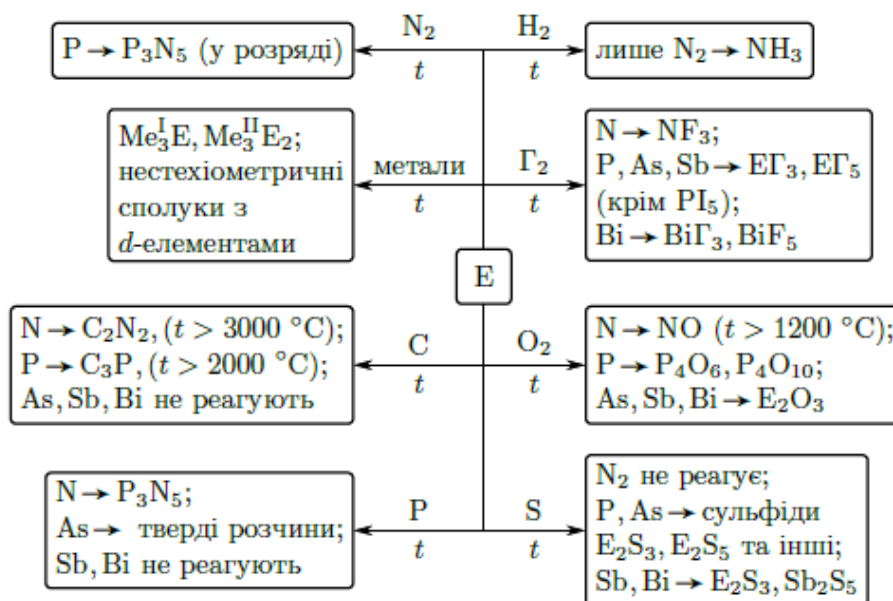


Рисунок 4.9 – Схема взаємодії p^3 -елементів з простими речовинами

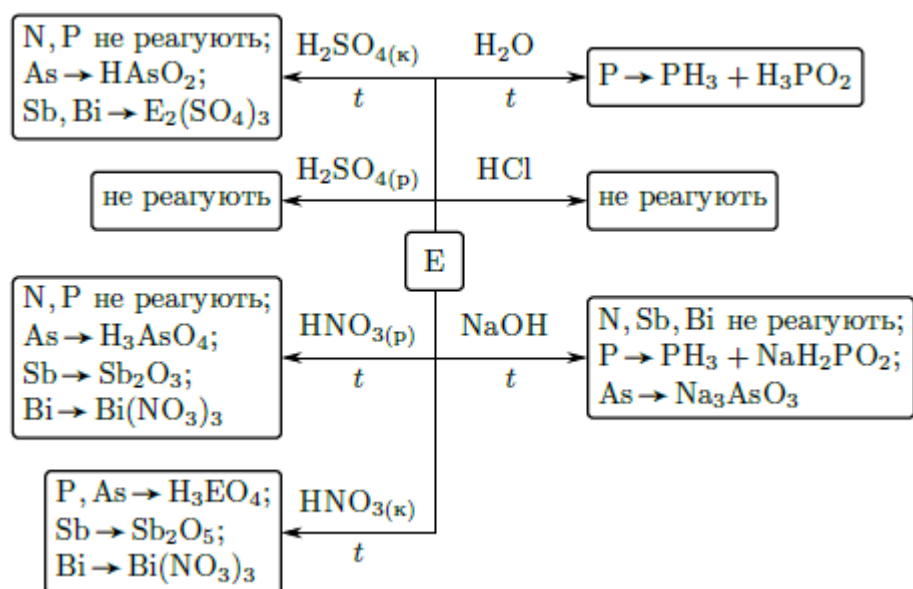


Рисунок 4.10 – Схема взаємодії p^3 -елементів з важливими реагентами

4.3.3 Використання p^3 -елементів

Нітроген і фосфор належать до життєво важливих елементів. Втрату цих елементів у ґрунті компенсують внесенням, зокрема, мінеральних добрив. Нітроген може входити до складу добрив як у вигляді амонію, так і у вигляді нітрату. Фосфор завжди входить до складу добрив у вигляді фосфат-іону.

Нітроген. Азот використовують як інертне середовище (наприклад при транспортуванні палива); нітрати використовують у піротехніці; тринітротолуол (ТНТ) – відома вибухівка; амоніак обмежено використовують у медицині для повернення людини до свідомості; нітратна кислота – дуже широко вживана сполука у різноманітних галузях діяльності людини.

Фосфор. Червоний фосфор використовують у виробництві сірників (бокова поверхня коробки); фосфати використовують для пом'якшення води; зокрема вони входять до складу пральних порошків; Також фосфати використовують у якості пасиваторів для захисту металів від корозії; серед фосфорорганічних сполук є багато сильно отруйних речовин, що знаходять використання у боротьбі зі шкідниками.

Арсен. Сполуки арсену використовують напівпровідниковій техніці; У дуже незначних дозах арсен входить до складу деяких специфічних ліків; численні отруйні сполуки арсену використовують як гербіциди, бойові отруйні сполуки.

Стибій. Стибій знаходить використання у напівпровідниковій техніці; входить до складу важливого сплаву «бабіт»; оксид стибію використовують у виробництві вогнетривів.

Бісмут. Металічний бісмут входить до складу деяких сплавів як легуючий компонент; бісмут є компонентом числених високотемпературних надпровідних сплавів.

4.3.4 Загальні положення р⁴-елементів.

Оксиген. Елементи оксиген, сульфур, селен, телур і полоній мають наступну будову валентної електронної оболонки: ns^2np^4 . Для представників цієї групи використовують спільну назву «халькогени» (грец. бронза). На відміну від нітрогену, оксиген ніколи не проявляє вищого ступеню окиснення +6, однак інші представники групи можуть його проявляти. Мінімальний ступінь окиснення -2 більш стабільний, ніж -3 у сполуках р³-елементів.

Оксиген займає особливе місце у хімії. Це найбільш розповсюджений елемент на Землі, а його сполука з гідрогеном – вода – зустрічається на кожному кроці. Значення оксигену для життя неможливо переоцінити.

Оксигенвмісні сполуки елементів настільки важливі, що вони вивчаються для кожного елемента і складають велику частину неорганічної хімії.

Різноманіття ступенів окиснення для оксигену не характерне; за одиничними винятками це негативні числа 1 і 2. Валентність оксигену у молекулярних сполуках дорівнює, як правило, двом.

Сульфур. З електронною будовою $3s^23p^43d^0$ сульфур є електронним аналогом оксигену, але має ряд особливостей. Валентні можливості суль-

фуру розширені завдяки наявності d-підрівня. Наявність цього підрівня зумовлює високу міцність як гетероатомних, так і гомоатомних ланцюгів. При цьому у гомоланцюгах стійкими є одинарні зв'язки; кратні зв'язки стабілізуються у парі з атомами-донорами електронної пари. Деякі сполуки сульфуру утворюються через заміну атомів кисню на атоми сульфуру, наприклад: CH_3SH з CH_3OH і $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ з Na_2SO_4 . У такому випадку назва сполуки містить частинку «тіо»: метантіол, натрій тіосульфат тощо.

Найважливішими ступенями окиснення сульфуру у сполуках є -2 , $+4$ і $+6$.

Селен, телур, полоній. У підгрупу селену входять Se, Te і Po для яких характерні парні ступені окиснення завдяки електронній конфігурації ns^2np^4 : -2 , $+4$ і $+6$. Ці елементи не утворюють власних мінералів і належать до рідкісних розсіяних. Полоній, як і всі елементи після бісмуту, не має стабільних ізотопів та утворюється в невеликих кількостях внаслідок радіоактивного розпаду урану. У ряду Se-Te-Po закономірно посилюються металічні властивості та зменшується стабільність нижчого (-2) та вищого ($+6$) ступенів окиснення.

4.3.5 Хімічні властивості кисню, фосфору, селену, телуру та полонію

Молекула O_2 представляє собою газ, який доволі погано розчиняється у воді (3 об'єми у 100 об'ємах води при 20°C). Цієї розчинності, однак, вистачає для перебігу багатьох процесів: від дихання риб до корозії тих металів, що у чистій воді не кородують.

Молекула кисню менш міцна, ніж N_2 ($E_{\text{зв}} = 498$ кДж/моль), тому реакційна здатність молекулярного кисню набагато вища за активність азоту. Безпосередньо кисень реагує з усіма простими речовинами, за винятком благородних газів і найбільш благородних металів (Au, Pt). Активність кисню помітно збільшується з підвищенням температури.

Сульфур – розповсюджений елемент на Землі. Окрім різноманітних

своїх сполук, сульфур зустрічається в значних кількостях у самородному стані (сірка). Стійкою формою існування елемента в простій речовині є коронаподібні молекули S_8 , хоча відомо ще декілька алотропних модифікацій.

Для селену і телуру відомо декілька алотропних модифікацій. У своїй більшості це – напівпровідники *p*-типу, на відміну від сірки (діелектрик), тоді як полоній – типовий метал.

З трьох простих речовин лише селен відрізняється підвищеною леткістю, що використовують у його технології.

Схеми взаємодії усіх p^4 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами представлено на рис. 4.11 та рис. 4.12. Характерною є поведінка простих речовин відносно окисників: компактний селен не окиснюється розведеними кислотами-окисниками, телур же (і полоній) окиснюється навіть водою.

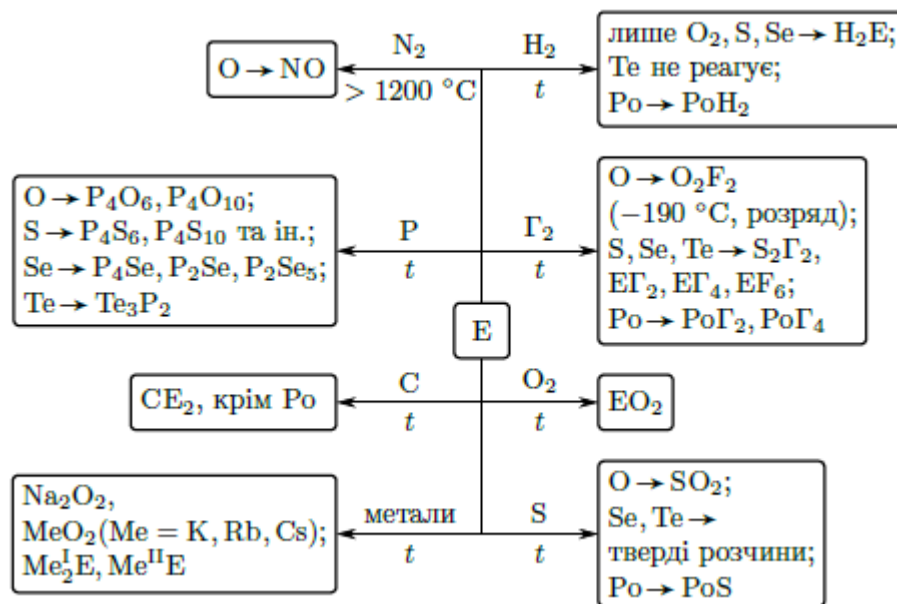


Рисунок 4.11 – Схема взаємодії p^4 -елементів з простими речовинами

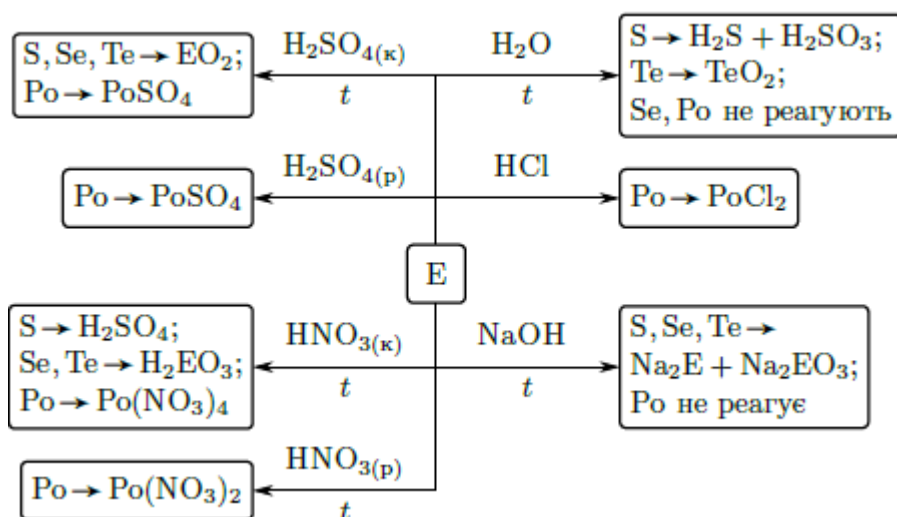


Рисунок 4.12 – Схема взаємодії p^4 -елементів з важливими реагентами

4.3.6 Використання p^4 -елементів

Сполуки кисню та сульфуру знаходять настільки широке використання, що перелічити навіть найважливіші сполуки дуже складно. Кисень у великих кількостях потрібен при виробництві сталі, а сульфатну кислоту використовують, наприклад, у хімічній промисловості й автомобільних кислотних акумуляторах.

Селен, телур. На виготовлення чутливих фотоелементів для множинної техніки йде біля 30% Se і 15% Te. Металургія споживає близько 10% Se і більше 55% Te для виробництва різних сплавів спеціального призначення. 35% Se використовують у виробництві скла для корекції кольору маси. 5% Se йде на виробництво харчових добавок та лікарських препаратів.

Приклади розв'язання типових задач за темою 4.3

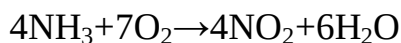
Задача №1. Дати назви 10 хімічним сполукам, що містять p^3 та p^4 -елементи:

1. NH_3 – амоніак

2. HNO_3 – нітратна кислота
3. P_2O_5 – пентаоксид дифосфору
4. H_3PO_4 – ортофосфатна кислота
5. As_2O_3 – миш'яковистий ангідрид
6. SbCl_3 – трихлорид сурми
7. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ – нітрат бісмуту(III)
8. SO_2 – сірчистий газ
9. H_2Se – селеноводень
10. TeO_2 – діоксид телуру

Задача №2. Скільки грамів оксиду азоту(IV) можна отримати з 6,72 л амоніаку (NH_3) за нормальних умов?

Розв'язання.



Обчислюємо кількість молів NH_3 :

$$n = V/V_m$$

За нормальних умов 1 моль газу = 22,4 л

$$n = 6,72/22,4 = 0,3 \text{ моль}$$

Згідно з рівнянням, з 4 моль NH_3 утворюється 4 моль $\text{NO}_2 \rightarrow$ отже, співвідношення 1:1.

Отже, $n(\text{NH}_3) = n(\text{NO}_2) = 0,3 \text{ моль}$

Обчислюємо молярну масу NO_2 :

$$M(\text{NO}_2) = 14 + 2 \times 16 = 46 \text{ г/моль}$$

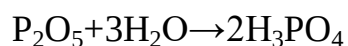
Обчислюємо масу NO_2 :

$$m = n \cdot M = 0,3 \cdot 46 = 13,8 \text{ г}$$

Відповідь: маса NO_2 становить 13,8 г.

Задача №3. Яку масу ортофосфатної кислоти можна отримати з 15,5 г оксиду фосфору(V)?

Розв'язання.



Обчислюємо молярну масу P_2O_5 та H_3PO_4 :

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль}$$

Обчислюємо кількість молів P_2O_5 :

$$n(\text{P}_2\text{O}_5) = m / M = 15,5 \cdot 142 \approx 0,109 \text{ моль}$$

З рівняння: 1 моль $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 2$ моль H_3PO_4 , тому:

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,109 \cdot 2 \approx 0,218 \text{ моль}$$

Обчислюємо масу H_3PO_4 :

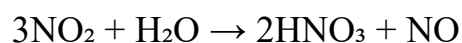
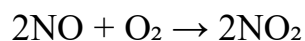
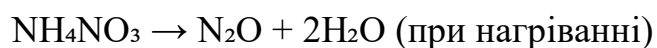
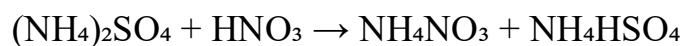
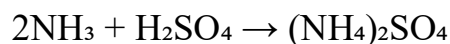
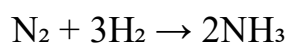
$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = n \cdot M = 0,218 \cdot 98 \approx 21,36 \text{ г}$$

Відповідь: маса ортофосфатної кислоти становить 21,36 г.

Задача №4. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



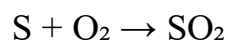
Розв'язання.

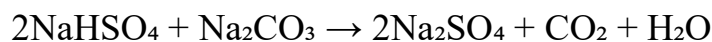
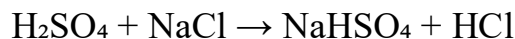
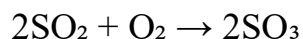


Задача №5. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



Розв'язання.





Завдання для самоконтролю за темою 4.3.

Питання

1. Які елементи належать до р³-групи?
2. Як змінюється електронна будова елементів р³-групи?
3. Чому фосфор може існувати у декількох алотропних модифікаціях?
4. Як р³-елементи реагують з киснем?
5. Які кислоти утворює фосфор?
6. Чому N₂ є малореакційною молекулою?
7. Як р⁴-елементи взаємодіють з воднем?
8. Які особливості хімічних властивостей сірки?
9. Чому CO₂ є газом, а SiO₂ - твердою речовиною?
10. Як змінюється окисно-відновна активність р³, р⁴-елементів?

Тести:

1. Який елемент належить до р₃-елементів?

- ☐ C
- ☐ Si
- ☐ P
- ☐ Ti

2. Який неметал належить до р₄-елементів?

- ☐ Bi

- ☐ Sb
- ☐ O
- ☐ Sn

3. Яка алотропна модифікація характерна для фосфору?

- ☐ Червоний фосфор
- ☐ Графіт
- ☐ Діамант
- ☐ Кристалічний сірчаний порошок

4. Який з р₄-елементів є найсильнішим окисником?

- ☐ S
- ☐ Se
- ☐ Te
- ☐ O

5. Який продукт утворюється при взаємодії сірки з воднем?

- ☐ H₂SO₄
- ☐ H₂S
- ☐ SO₂
- ☐ S₂O₃²⁻

6. Який оксид є кислотним?

- ☐ As₂O₃
- ☐ SO₃
- ☐ Sb₂O₃
- ☐ Bi₂O₃

7. Яка кислота відповідає оксиду SO_3 ?

- ☐ H_2SO_3
- ☐ H_2SO_4
- ☐ H_2S
- ☐ H_2Se

8. Який з р₃-елементів є металом?

- ☐ As
- ☐ P
- ☐ Sb
- ☐ Bi

9. Який елемент групи р₄ використовується у виробництві фоточутливих матеріалів?

- ☐ S
- ☐ Se
- ☐ Te
- ☐ O

10. Яка сполука містить р₄-елемент та має антисептичні властивості?

- ☐ H_2SO_4
- ☐ H_2O_2
- ☐ H_2S
- ☐ SeO_2

11. Яка з наведених сполук є леткою та має різкий запах?

- ☐ SO_2
- ☐ SO_3
- ☐ H_2S

☐ H_2Se

12. Який рз-елемент утворює пентафторид?

☐ Sb

☐ P

☐ As

☐ Bi

Задачі

1. Скільки грамів гідроксиду алюмінію утвориться при пропусканні надлишку амоніаку через 100 мл 1 М розчину AlCl_3 ?

2. Обчисліть масу оксиду бору, що утворюється при спалюванні 2,7 г бору.

3. Який об'єм вуглекислого газу (CO_2) утвориться при повному згорянні 5,5 г елементарного вуглецю (н.у.)?

4. Скільки грамів силікатної кислоти H_2SiO_3 можна отримати з 3 г кремнезему SiO_2 ?

5. Скільки грамів оксиду свинцю(II) утвориться при спалюванні 6,2 г Pb?

6. Яка маса фосфорної кислоти утвориться при гідратації оксиду фосфора (V) масою 14,2 г?

7. Обчисліть кількість речовини $\text{Al}(\text{OH})_3$, яка утвориться при взаємодії 5,4 г Al з водою.

8. Обчисліть масу хлориду плюмбума, що утворюється при взаємодії 10,35 г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ з надлишком HCl.

9. Яка маса AlCl_3 утвориться при реакції 13,5 г Al з надлишком хлору?

10. Скільки грамів оксиду галія утвориться при спалюванні 10 г галію?

Тема 4.4. Хімічні властивості p^5, p^6 - елементів та гідрогену

4.4.1 Загальні положення p^5 -елементів

Відповідно до своєї електронної структури ns^2np^5 атоми елементів цієї групи виступають як активні неметали: атому треба приєднати лише один електрон для утворення стійкої конфігурації благородного газу. Це призводить до того, що фтор, хлор, бром і йод виступають типовими аніоноутворювачами. Для представників цієї групи широко вживається загальна назва «галогени» (ті, що утворюють солі). Прості речовини галогенів об'єднує наявність специфічного запаху, а також характерне забарвлення.

Фтор. Характерною особливістю хімії фтору є обмеженість валентних можливостей: завдяки своїй електронній будові атом фтору завжди виступає одновалентним і проявляє два ступені окиснення: -1 і 0. Фтор – найсильніший окисник, найбільш активний неметал, проте спорідненість до електрону в нього менша, ніж у хлору. Це пояснюється кайносиметричністю $2p$ -підрівня в атомі фтору, електрони якого займають набагато менший об'єм простору, ніж така ж кількість $3p$ -електронів хлору. Тому приєднання електрону до атому фтору виявляється енергетично не таким вигідним процесом, як у випадку атома хлору.

Хлор, бром, йод. Елементи хлор, бром і йод за властивостями сполук мають багато спільного між собою та суттєво відрізняються від фтору. Так, найбільш характерними ступенями окиснення галогенів виступають непарні ступені -1, +5 і +7. Кайносиметричність заповненої $3d$ -оболонки бромову призводить до того, що сполуки Br (+7) проявляють сильні окисні властивості; можливість їхнього існування тривалий час була під сумнівом.

Властивості астату вивчені недостатньо через його малу стабільність: найбільш стабільний ізотоп ^{210}At має період напіврозпаду 8,3 години і не може бути виділений у помітних кількостях.

Лише найважчий з галогенів – йод – починає проявляти металеві властивості через утворення катіонів I^+ і IO^+ .

4.4.2 Хімічні властивості галогенів

Газоподібний фтор складається з двохатомних молекул F_2 і виступає надзвичайно активним реагентом. Він безпосередньо реагує з усіма елементами, крім легких благородних газів та кисню. Така поведінка зумовлена високою міцністю зв'язків, що утворюються, і низькою енергією дисоціації молекули F_2 (160 кДж/моль). Останній факт пояснюється відсутністю в атома фтору вакантних d -орбіталей котрі брали б участь у π -зв'язуванні. Замість цього заповнені $2p$ -орбіталі атомів фтору сильно відштовхуються одна від одної і полегшують дисоціацію молекули F_2 .

Сполуки фтору з киснем одержують або непрямим шляхом, або у екстремальних умовах. Це – єдині ендотермічні сполуки фтору.

Реакції з F_2 перебігають бурхливо, часто з вибухом. На відміну від реакцій з хлором, реакції за участю F_2 можуть відбуватися в темряві через низьку стійкість молекули F_2 . Деякі метали (Ni , Cu) при взаємодії з F_2 вкриваються суцільною фторидною плівкою (запобігає подальшому окисненню) і це відкриває шлях для практичного використання F_2 . Як правило, у реакції з фтором елементи утворюють вищі фториди.

За стандартних умов хлор є газом, бром – рідиною, а йод – легколеткими кристалами. Леткість останнього пояснюється тим, що (так само, як інші галогени) у вільному стані йод утворений двохатомними молекулами, котрі пов'язані між собою слабкими ван-дер-Ваальсовими силами.

Основний спосіб одержання хлору в промисловості – електроліз розчину NaCl , у якому він є цінним побічним продуктом.

Бром і йод найдоцільніше одержувати витісненням хлором з їх со-

лей. У цьому випадку застосовується загальне правило: легкий галоген витискує більш важкий з галогенідів.

Схеми взаємодії усіх p^5 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами представлено на рис. 4.13 і рис. 4.14.

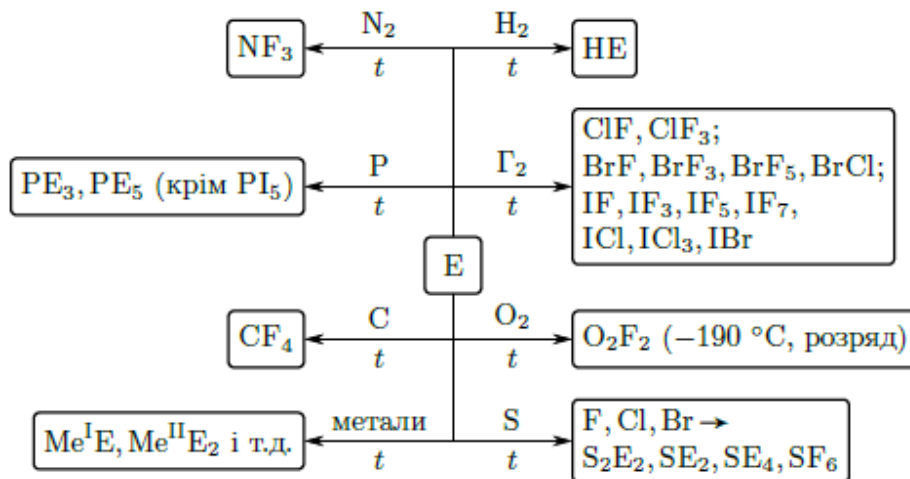


Рисунок 4.13 – Схема взаємодії p^5 -елементів з простими речовинами

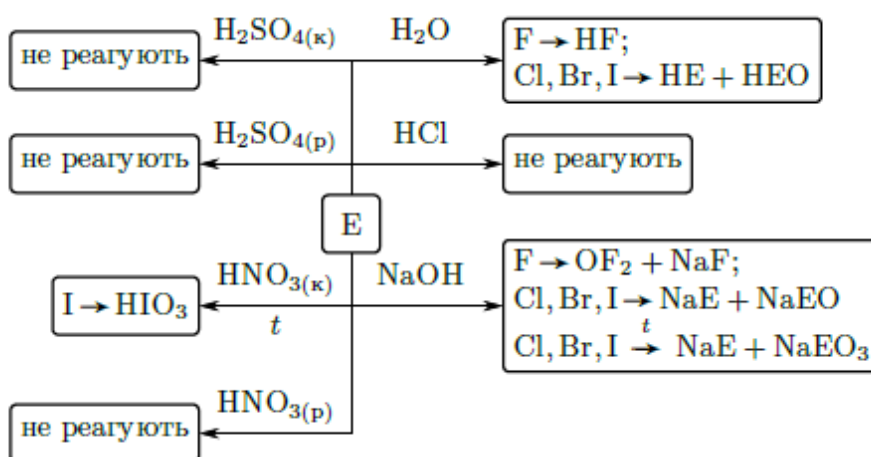


Рисунок 4.14 – Схема взаємодії p^5 -елементів з важливими реагентами

4.4.3 Використання галогенів та їх сполук

Фтор. Виробництво фреонів і тефлону. Леткий UF_6 використовують при розділенні ізотопів урану. SF_6 – газоподібний діелектрик для високовольтної техніки. Деякі фториди неметалів – окисники ракетного палива.

Хлор. Синтез полімерів, зокрема полівінілхлориду (ПВХ). Знезараження питної води (зараз заміщується більш безпечним озоном). Деякі

сполуки хлору (хлорамін, NaOCl) використовують для вибілювання тканин та паперу.

Бром. AgBr – світлочутливий матеріал. Органічні похідні обмежено використовують у медицині (бромізовалеріанова кислота). Серед сполук броду є пестициди, на виготовлення яких витрачають більшу частину броду.

Йод. I₂ – антисептик у медицині. Йодовану сіль (домішки KI у NaCl) використовують для компенсації недостачі сполук йоду в їжі.

4.4.4 Хімічні властивості та використання гідрогену

Завдяки унікальній будові свого атома Гідроген посідає особливе місце в хімії. Конфігурація 1s¹ означає, з одного боку, що на новий рівень додається один електрон. Така ситуація спостерігається для s¹-елементів, котрі виступають типовими металами через відносну легкість видалення електрона зовнішнього рівня. З іншого боку, атому Гідрогену не вистачає лише одного електрона для отримання конфігурації найближчого благородного газу – гелію (1s²) і це зближує Гідроген з галогенами. Вивчення властивостей Гідрогену та його сполук вказує на більшу схожість цього елемента з галогенами, ніж з лужними металами.

З Карбоном (2s²2p²) Гідроген має унікальну спільну рису: кількість валентних електронів збігається з кількістю валентних орбіталей. І саме ці два елементи утворюють найбільшу кількість сполук.

Через малу атомну масу у Гідрогену найсильніше відчувається різниця між властивостями ізотопів. Їх відомо три, і всі вони мають власні назви: Протій (H), Дейтерій (D) та Тритій (T). Перші два зустрічаються у природі (співвідношення H : D становить 6800 : 1), а останній одержують штучно, причому період напіврозпаду тритію становить 12,3 роки.

Очевидно, що у сполуках Гідроген може проявляти ступені окиснення +1 і -1.

У природі Гідроген виступає найбільш розповсюдженим елементом (92 мол. %), на Землі його значно менше (3 мол. %) і він практично не зустрічається у вільному стані. Гідроген входить до складу води, компонентів ґрунту, живих організмів, рослин і продуктів їхнього розкладу (нафта, газ, вугілля).

У вигляді простої речовини Гідроген представляє собою газ (водень), який складається з двохатомних молекул H_2 . Через малу масу і малу поляризованість цих неполярних молекул температури кипіння і плавлення дуже низькі ($t_{\text{пл}} = 252^\circ \text{C}$, $t_{\text{кип}} = 259^\circ \text{C}$), що дозволяє відділяти водень від інших газів виморожуванням останніх.

Як і молекули галогенів, молекула H_2 має доволі велику енергію дисоціації (435 кДж/моль), тому за звичайних умов газоподібний водень доволі інертний і безпосередньо реагує лише зі фтором. При нагріванні або опроміненні УФ променями активність водню різко зростає. При цьому з активними неметалами він реагує з утворенням похідних H (+1), а з активними металами – з утворенням похідних H (–1), що називають *гідридами*.

Сполуки Гідрогену в цьому ступені окиснення (–1) нагадують галогеніди. Однак, унаслідок незначної спорідненості атома Гідрогену до електрону ($1/2\text{H}_2 + e = \text{H}^-$, $\Delta H^\circ = 144,7$ кДж) кількість таких сполук обмежена найбільш активними відновниками – перш за все s^1 і s^2 -елементами. Безпосередня взаємодія між елементами відбувається при підвищеній температурі. Сполуки H (+1) детально розглядаються як характеристичні в хімії відповідних елементів. Через високу електронегативність Гідрогену (2,1) подібні сполуки мають ковалентний характер (відмінність від лужних металів).

Кислотно-основні властивості гідридів залежать від партнера гідрогену. У будь-якому періоді Періодичної системи кислотні властивості гідридів посилюються, що пояснюється зменшенням спорідненості до H^+ через збільшення кількості неподілених електронних пар атома-партнера. Так NH_3 – основа у воді, а HF – кислота. У групах спорідненість до прото-

ну зменшується зі збільшенням порядкового номера елементу, тому кислотна функція в цьому напрямку зростає. Іон H^+ відзначається унікальною особливістю – у нього відсутня електронна оболонка. Це зумовлює можливість утворення особливого виду зв'язку – водневого (гідрогенного). Такий зв'язок виникає у сполуках, до складу яких входять зв'язки $H - E$, де $E = F, O, N, Cl$. Водневий зв'язок змінює характер міжмолекулярної взаємодії і визначає появу аномалій багатьох властивостей сполук, що мають цей зв'язок, порівняно з однотипними сполуками інших елементів. Особливо у цьому ряду виділяються NH_3 , H_2O і HF . Фактично, наявність водневого зв'язку зумовлене існування ряду комплексів гідрогену (+1), наприклад міцного іону $[HF_2]^-$.

Особливі властивості H^+ проявляються у факті існування кислих солей: NaH_2PO_4 , $KHCO_3$, KHS і т.п.

Сполуки d і f металів з гідрогеном – нестехіометричні сполуки (VH , TiH_2 , UH_3), що мають властивості вихідного металу. Іноді зустрічаються і молекулярні сполуки типу K_2ReH_9 .

Перші $3d$ -метали кожного періоду поглинають H_2 із значним екзотермічним ефектом, а d^4 - d^8 -метали відносно Гідрогену малоактивні (виняток – Pd).

Металічні гідриди використовують як відновники для одержання покриттів з відповідного металу, а також для одержання металів у вигляді порошків. Гідриди також використовують у реакціях гідрування, синтезу численних сполук d і f -елементів. Сполука TiH_2 виступає «сховищем» водню.

Використання сполук гідрогену. Водень використовують у металургії та хімічній промисловості (синтез CH_3OH , NH_3 і т.п.).

Високу температуру полум'я при спалюванні водню в кисні використовують у ракетній техніці (рідкий водень – паливо, кисень – окисник), а також у пальниках для різання тугоплавких матеріалів. Неорганічні кислоти H_2SO_4 , HNO_3 і HCl знаходять дуже широке використання у великих обся-

гах. Найбільш розповсюджений розчинник – вода. У стабілізації третинної структури білків беруть участь водневі зв'язки.

4.4.5 Загальні положення p^6 -елементів

До благородних газів належать p^6 -елементи Періодичної системи, а саме гелій, неон, аргон, криптон, ксенон і радон. Загальна назва елементів пов'язана з їх винятковою хімічною стійкістю: перші хімічні сполуки благородних газів були отримані лише у 1962 р. і їх число суттєво обмежене. Сполуки, у яких гелій, неон чи аргон мають валентність, що відрізняється від нуля, не виявлені.

У природі благородні гази представлені досить широко, особливо гелій, який посідає друге місце серед усіх елементів за розповсюдженістю у Всесвіті. На Землі місцями накопичення благородних газів є атмосфера, природні гази і деякі мінерали.

Атмосфера Землі містить переважно азот і кисень, однак третє місце (майже 1% за об'ємом) посідає аргон, випереджаючи при цьому CO_2 . Тому при сучасних масштабах розділення повітря для отримання O_2 і N_2 можливості для одночасного отримання Ar досить широкі. Взагалі ж 1000 м^3 повітря містять $9,34 \text{ м}^3$ Ar; $18,18 \text{ дм}^3$ Ne; $5,24 \text{ дм}^3$ He; $1,14 \text{ дм}^3$ Kr і 86 см^3 Xe. Вмістом Rn у повітрі ($6 \cdot 10^{-20} \%$ за об'ємом) можна знехтувати.

Значні кількості He (до 7% за об'ємом) містяться у природних газах деяких родовищ, зокрема у США і Канаді. Концентрація інших благородних газів у природних газах нижча, ніж у повітрі.

Певні мінерали (торіаніт, фергюсоніт, монацит та ін.) містять переважно He, де його вміст становить $0,8 \text{--} 3,5 \text{ см}^3/\text{г}$. Однак такі джерела гелію не мають промислового значення.

Таким чином можна зробити наступні висновки.

1. Вміст Ar у повітрі, а He у природних газах досить великий.
2. Повітря – єдине джерело промислового отримання аргону і рідкісних благородних газів – Ne, Kr, Xe. Видобування благородних газів

фактично зводиться до фракційної переробки газової сировини, наприклад повітря.

3. Природні гази з відносно великим вмістом гелію є основним джерелом його промислового видобування.

Гелій на Землі з'являється внаслідок процесів α -розкладання важких радіоактивних ізотопів. За приблизними оцінками це джерело He постачає близько $3 \cdot 10^6 \text{ м}^3$ газу на рік, а запас гелію у атмосфері, гідросфері та літосфері разом оцінюється у $5 \cdot 10^{14} \text{ м}^3$. Більша частина гелію, що утворився на Землі, повільно виходить з атмосфери у Космос, тому питання про ефективне використання наявного на Землі гелію стоїть досить гостро.

Більша частина представленого в атмосфері аргону (99,6%) складається з важкого ізотопу ^{40}Ar .

Це перетворення відбувається в більших масштабах, ніж інші реакції утворення благородних газів. Крім того, на відміну від гелію, аргон не виноситься з атмосфери, що сприяє його концентруванню. Вже зараз ресурси аргону майже невичерпні: атмосфера містить у досить концентрованому стані $6,6 \cdot 10^{13} \text{ т}$ Ar. Теорії походження на Землі інших благородних газів досить суперечливі.

4.4.6 Хімічні властивості та використання благородних газів

Електронна будова атомів благородних газів визначає їх високу стабільність до будь-яких хімічних перетворень. Енергія збудження атомів усіх елементів (особливо легких) дуже висока, тому здатність сполучатись з іншими елементами в них суттєво обмежена. Лише Kr, Xe і Rn утворюють сполуки з хімічними зв'язками, причому найбільш багатий на хімічні сполуки радон має період напіврозпаду лише 3,8 діб і робота з ним пов'язана зі значними труднощами. При пропусканні електричного розряду крізь кожний з газів спостерігається відповідне забарвлення світла, однак ніяких хімічних наслідків такий процес не має.

Залежно від характеру процесу благородні гази можуть виконувати наступні функції:

- створювати пасивне середовище, що виключає можливість зміни складу і поверхневої структури хімічно активних матеріалів;
- регулювати швидкість хімічних реакцій, що залежить від концентрації активних газів;
- десорбувати розчинені гази з розплавлених металів (шляхом барботажу гелію);
- забезпечувати інтенсивне відведення тепла;
- створювати робоче середовище для джерел світла та електро-вакуумної техніки;
- забезпечувати отримання низьких температур (рідкі He і Ne).

З розвитком техніки вимоги до чистоти матеріалів лише підвищуватимуться. Робота з матеріалами високого ступеню чистоти можлива лише у вакуумі або у атмосфері благородного газу. Обрання одного з цих шляхів чи їх комбінація на різних стадіях техпроцесу залежить від конкретних вимог, але використання газу має ряд переваг. Наприклад, на відміну від вакууму, гази виконують динамічні функції: відводять тепло та гази, які не належать до цільових продуктів реакції.

Отримання Zr, Ti, U і деяких інших металів відбувається шляхом відновлення хлоридів у інертній атмосфері. При вакуумному плавленні сталі інертні гази використовують для попередження бурхливого кипіння рідини під час виділення CO.

Зварювання металів у захисному середовищі (Ar, He) використовується для багатьох металів і сплавів. У поточний час цим методом виконується майже 20% зварювальних робіт.

У ядерній техніці благородні гази необхідні не лише на певних стадіях отримання ядерного пального. При використанні у реакторах рідкометалічних теплоносіїв останні працюють у середовищі гелію. Гелій

знаходить використання при пошуку дефектів на поверхнях реактору та є неперевершеним у цій ролі.

Отримання низьких температур на рівні 4 К неможливе без використання гелію. Так само Ar, Kr і Xe є незамінними як при наповненні ламп розжарювання, так і люмінісцентних ламп. Заміну азоту повітря на гелій використовують при лікуванні деяких захворювань, а також як дихальну суміш для водолазів.

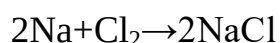
Приклади розв'язання типових задач за темою 4.4

Задача №1. Дати назви 10 хімічним сполукам, що містять p^5 та p^6 -елементи:

1. HCl – Хлороводень
2. NaCl – Хлорид натрію
3. KBr – Бромід калію
4. AgI – Йодид срібла
5. HF – Флуороводень
6. CaCl₂ – Хлорид кальцію
7. AlF₃ – Фторид алюмінію
8. FeCl₃ – Хлорид заліза (III)
9. CuBr₂ – Бромид міді (II)
10. HI – Йодоводень

Задача №2. Обчисліть масу хлориду натрію, що утворюється при реакції 10 г натрію з хлором.

Розв'язання.



Обчислюємо кількість молів натрію:

$$n = m/M = 10/23 = 0.435 \text{ моль}$$

За рівнянням реакції, 2 моль Na дають 2 моль NaCl.

Тому кількість молів NaCl буде така ж, як кількість молів Na:

$$n(\text{Na})=n(\text{NaCl})=0.435\text{моль}$$

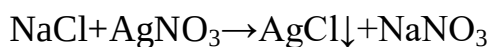
Обчислюємо масу NaCl:

$$m=n\cdot M=0.435\times(23+35.5)=0.435\times58.5=25.4\text{г}$$

Відповідь: маса хлориду натрію, що утворюється, становить 25.4 г.

Задача №3. Обчисліть масу хлориду срібла, що утворюється при взаємодії 50 мл 0.2 М розчину хлориду натрію з розчином сульфату срібла.

Розв'язання.



Обчислюємо кількість молей NaCl в розчині:

$$n(\text{NaCl})=C\cdot V=0.2\text{ моль/л}\cdot0.050\text{ л}=0.01\text{ моль}$$

Оскільки реакція йде в молярних співвідношеннях 1:1, кількість молей AgCl буде дорівнювати кількості молей NaCl:

$$n(\text{AgCl})=n(\text{NaCl})=0.01\text{ моль}$$

Обчислюємо масу AgCl:

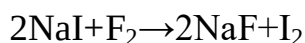
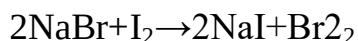
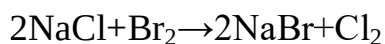
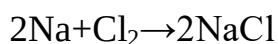
$$m(\text{AgCl})=n(\text{AgCl})\cdot M(\text{AgCl})=0.01\text{ моль}\cdot(107.9+35.5)\text{ г/моль}=0.01\cdot143.4\text{ г}=1.434\text{ г}$$

Відповідь: маса хлориду срібла (AgCl), що утворюється, становить 1.434 г.

Задача №4. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



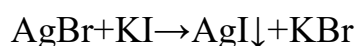
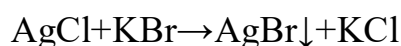
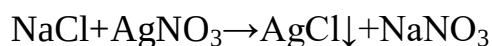
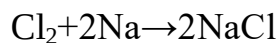
Розв'язання:



Задача №5. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



Розв'язання:



Завдання для самоконтролю за темою 4.4

Питання

1. Що таке галогени? Назвіть основні властивості елементів цієї групи.
2. Чому галогени утворюють сполуки з металами та неметалами? Наведіть приклади таких сполук.
3. Які особливості взаємодії галогенів з воднем? Наведіть приклади реакцій та назви утворених сполук.
4. Чому флуор є найбільш реакційноздатним галогеном? Що це обумовлено в його електронній структурі?
5. Які сполуки благородних газів відомі в хімії? Які умови потрібні для їх утворення?
6. Які основні характеристики благородних газів, що визначають їх низьку хімічну активність?
7. Чому водень відноситься до неметалів, і які основні способи його отримання?
8. Як водень взаємодіє з іншими елементами, наприклад, з металами та галогенами? Наведіть приклади таких реакцій.
9. Чим відрізняються хімічні властивості благородних газів від властивостей інших елементів періодичної таблиці?

10. Яким чином благородні гази можуть бути використані в промисловості? Наведіть приклади їх застосування.

Тести

1. Який із галогенів є рідким за звичайних умов?

- ☐ Флуор
- ☐ Йод
- ☐ Бром
- ☐ Хлор

2. Яка з наведених сполук містить галоген?

- ☐ Na_2SO_4
- ☐ KNO_3
- ☐ HCl
- ☐ CaCO_3

3. Найактивнішим галогеном є:

- ☐ Флуор
- ☐ Хлор
- ☐ Бром
- ☐ Йод

4. У якому ряді всі речовини є благородними газами?

- ☐ He, Cl_2 , Ne
- ☐ Ar, Br_2 , Xe
- ☐ He, Ne, Ar
- ☐ O_2 , Ar, Kr

5. Який благородний газ має найбільшу атомну масу?

- ☐ He
- ☐ Ne
- ☐ Ar
- ☐ Rn

6. Яка з наведених речовин є сполукою галогену з воднем?

- ☐ HF
- ☐ H₂O
- ☐ NH₃
- ☐ H₂S

7. Який галоген використовується для знезараження питної води?

- ☐ Флуор
- ☐ Хлор
- ☐ Бром
- ☐ Йод

8. Який благородний газ використовується для наповнення повітряних кульок?

- ☐ Неон
- ☐ Гелій
- ☐ Криптон
- ☐ Аргон

9. Яка властивість характерна для всіх галогенів?

- ☐ Лужні властивості
- ☐ Сильні окисники
- ☐ Металічний блиск
- ☐ Висока електропровідність

10. Чому благородні гази хімічно інертні?

- ☐ Через малу масу
- ☐ Через відсутність протонів
- ☐ Через завершену електронну оболонку
- ☐ Через негативний заряд

11. Який галоген може існувати у вигляді фіолетових кристалів?

- ☐ Флуор
- ☐ Хлор
- ☐ Бром
- ☐ Йод

12. Який ступінь окиснення має флуор у сполуках?

- ☐ 0
- ☐ +1
- ☐ -2
- ☐ -1

Задачі

1. Обчисліть масу хлору, що необхідна для утворення 100 г хлориду натрію.

2. Обчисліть об'єм водню (при стандартних умовах), що утворюється під час реакції 8 г магнію з надлишком соляної кислоти.

3. Визначте масу йоду, що утворюється при реакції 5 г натрію з надлишком . йодоводневої кислоти.

4. Обчисліть об'єм кисню, що утворюється при розкладі 10 г калій перманганату.

5. Обчисліть масу води, що утворюється при спалюванні 10 г водню.

6. Обчисліть масу хлору, що реагує з 20 г натрію, щоб утворити хлорид натрію.

7. Обчисліть об'єм флуору, який необхідний для утворення 5 г фториду кальцію (CaF_2), якщо реакція відбувається при стандартних умовах.

8. Визначте масу аргону, що міститься в 10 л аргонної газової суміші (аргон - 90%, решта - інші гази), якщо тиск газової суміші 1 атм, а температура - 273 К.

9. Обчисліть масу кисню, що утворюється при спалюванні 10 г магнію в кисні.

10. Обчисліть масу йоду, необхідну для утворення 10 г йодоводневої кислоти при повній реакції з воднем.

Тема 4.5. Хімічні властивості d^4 - d^8 елементів

4.5.1. Загальні положення d^4 -елементів

У цю групу входять хром, молібден і вольфрам. У перших двох елементів підгрупи спостерігається провал зовнішнього s -електрона на d -підрівень, унаслідок чого електронні конфігурації хрому та молібдену мають вигляд $3d^54s^1$ і $4d^55s^1$. У вольфраму провал електрона не відбувається, тому його електронна конфігурація має вигляд $4f^{14}5d^46s^2$. Енергія відриву першого електрона від нейтрального атома зростає від Cr до W через посилення ефекту проникнення зовнішнього електрона під екран d і (у вольфраму) f оболонки. Тому хімічне благородство зростає у цьому ж ряду. Другі потенціали іонізації хрому і молібдену відповідають відриву вже d -електрона, тоді як у W – ще s . Тому значення цих потенціалів близькі у Cr і Mo, але відрізняються від другого потенціалу вольфраму. Шості потенціали іонізації близькі для Mo і W, тому можна спрогнозувати близькість властивостей Mo (+2) до Cr (+2), а властивостей сполук Mo (+6) – до властивостей сполук W (+6).

У вищому ступені окиснення d^4 -елементи проявляють схожість з p^4 -елементами через подібність електронних конфігурацій $E(+6)$.

Наявність великої кількості неспарених електронів на d -підрівні дозволяє елементам цієї групи утворювати додаткові зв'язки між атомами. Ці зв'язки надзвичайно характерні для цієї групи, особливо для молібдену і вольфраму. Сполуки, у яких атоми метала безпосередньо пов'язані між собою ковалентними зв'язками, називаються кластерними.

Стійкість ступенів окиснення змінюється у елементів закономірно. У хрому найбільш стійким є ступінь окиснення $+3$, а у молібдену і вольфраму – вищий ступінь окиснення $+6$.

4.5.2 Хімічні властивості d^4 -елементів

У вигляді простих речовин усі три елементи – метали з високими температурами плавлення. Це найбільш тугоплавкі метали у своїх d -рядах, а вольфрам – самий тугоплавкий серед металів. Тугоплавкість можна пояснити значним внеском ковалентного зв'язку за рахунок неспарених електронів на d -підрівні.

Схеми взаємодії d^4 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.15 і рис. 4.16.

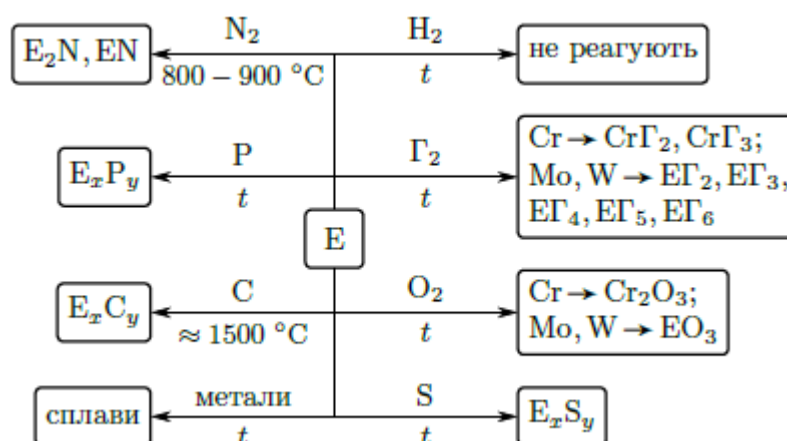


Рисунок 4.15 – Схема взаємодії d^4 -елементів з простими речовинами

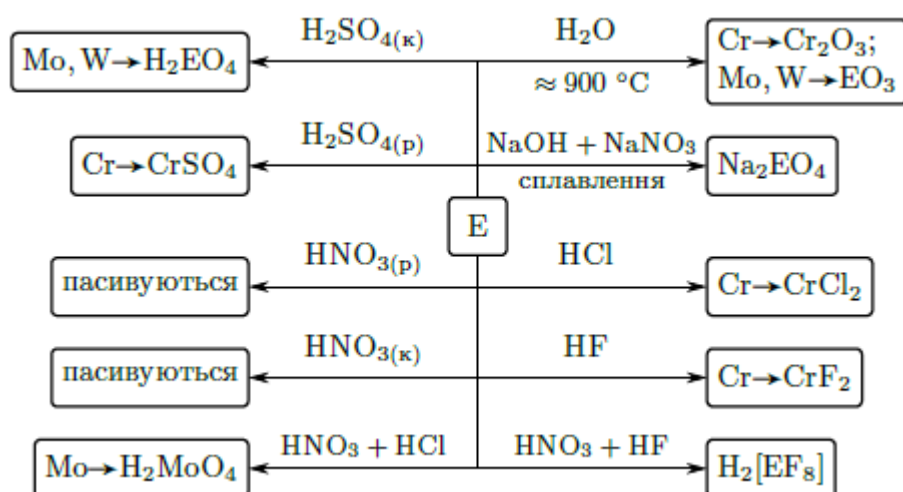


Рисунок 4.16 – Схема взаємодії d^4 -елементів з важливими реагентами

Метали доволі інертні та стійкі по відношенню до води та кисню завдяки утворенню суцільної оксидної плівки. Руйнування оксидної плівки різко збільшує активність металів, адже, наприклад, хром має доволі низький електродний потенціал. Хром реагує з розведеними кислотами, оскільки характер його оксидної плівки (близької за складом до Cr_2O_3) – амфотерний.

У цих умовах Мо і W стійкі завдяки захисним плівкам складу EO_3 кислотного характеру. Слід зауважити, що усі три метали пасивуються у концентрованих кислотах-окисниках. У лужних середовищах Мо і W менш стійкі за хром, для якого не характерне утворення вищого оксиду на поверхні.

Кращими розчинниками для молібдену та вольфраму є розплавлені луги в присутності окисника, а також гаряча суміш нітратної та фторидної кислот.

У порошкоподібному стані метали більш активні: при нагріванні вони легко згоряють до оксидів (Cr_2O_3 , MoO_3 , WO_3), а також реагують з більшістю інших неметалів. При цьому найбільшу активність серед трьох металів виявляє хром.

Одержання металів зводиться на останній стадії до відновлення їх оксидів алюмінієм (у випадку хрому), або воднем.

Якщо металічний вольфрам використовуватиметься для виготовлення твердих сплавів на основі його карбіду, то відновлення можна вести більш дешевим вуглецем.

4.5.3 Використання d^4 -елементів та їх сполук.

Хром. Основний споживач хрому – чорна металургія. Сталь, що містить більше 10% хрому називається нержавіючою. Сплав ніколу з хромом (ніхром) має високу жаростійкість і використовується у нагрівальних елементах. У вигляді тонкої (5 мкм) плівки хром – тверде декоративне покриття. Cr_2O_3 у вигляді пасти використовують як м'який абразивний матеріал.

Молібден. Компонент спеціальних легованих сплавів, що характеризуються корозійною стійкістю і термічною міцністю. Молібден – важливий мікроелемент, компонент добрив. Дисульфід молібдену використовують як тверду змазку. Металічний молібден – матеріал утримувачів спіралей у лампах розжарювання.

Вольфрам. Матеріал спіралей ламп розжарювання. Сплави вольфраму використовують у машинобудуванні (матеріал інструменту, сплав побідит). Легуючий компонент у сталях.

4.5.4 Загальні положення, хімічні властивості та використання d^5 -елементів

До d^5 -елементів належать манган, технецій і реній. Попри наявність у атомах елементів стійкої конфігурації наполовину заповненого d -підрівня $(n-1)d^5ns^2$, ступінь окиснення +2 виявляється стійким лише для

Мп. Властивості сполук Тс і Re більше схожі між собою, ніж зі сполуками мангану.

Для мангану характерні ступені окиснення +2, +4 і +7, хоча можна одержати і похідні Мп (0), Мп (+3), Мп (+5), Мп (+6) і навіть Мп (-1). Для ренію характерні стійкі сполуки у вищому ступені окиснення, а для технецію – сполуки Тс (+4), Тс (+6) і, особливо, Тс (+7).

Технецій є радіоактивним елементом, що рідко зустрічається в природі, адже $t_{1/2}(^{97}\text{Tc}) = 2,6 \cdot 10^6$ років. Це – перший штучно синтезований елемент (1947), про що свідчить його назва. Згодом спектральні лінії технецію були знайдені й у деяких зірках.

Манган широко розповсюджений на Землі, причому утворює як власні мінерали на основі MnO_2 (піролюзит), так і супроводжує ферум у його мінералах. Реній належить до найбільш рідкісних і розсіяних елементів та знаходиться у вигляді домішок у рудах Мо і W. Технецій знаходиться у природі лише у незначних кількостях і основним джерелом його є плутонієві реактори.

Тс накопичується в ядерних реакторах, причому ^{99}Tc становить до 6% маси уламків ділення U. З огляду на те, що $t_{1/2}(^{99}\text{Tc}) = 2 \cdot 10^5$ років, за певний проміжок часу можна накопичити кілограмові кількості технецію.

У вигляді простих речовин елементи є тугоплавкими металами з низькою активністю за звичайних умов. Високі температури плавлення, особливо у Тс і Re, зумовлені наявністю міцних зв'язків метал-метал.

Схеми взаємодії d⁵-елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.17 і рис. 4.18.

Низька активність металів пояснюється різними чинниками. Манган має негативний електродний потенціал і пасивність марганцю (простої речовини) пов'язана з існуванням оксидної плівки на поверхні метала. Тому на повітрі цей метал стійкий та окиснюється киснем лише при нагріванні.

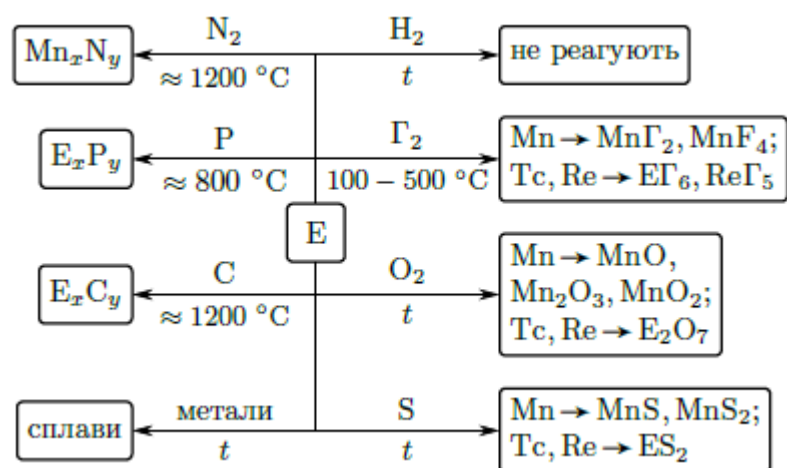


Рисунок 4.17 – Схема взаємодії d^5 -елементів з простими речовинами

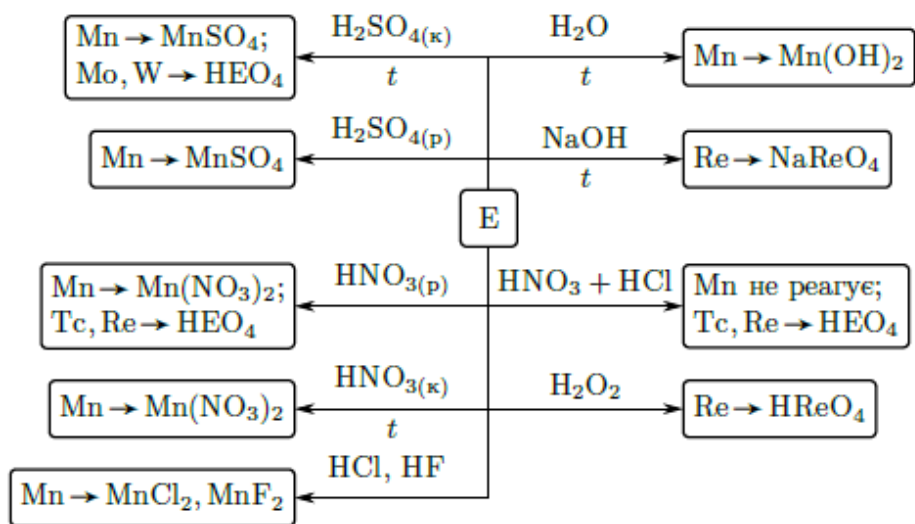


Рисунок 4.18 – Схема взаємодії d^5 -елементів з важливими реагентами

Використання.

Манган. Великі кількості мангану використовують у чорній металургії для легування сталей (видаляє кисень та сульфур). Сплав 83% Cu, 13% Mn і 4% Ni (манганін) – матеріал для виготовлення реостатів, адже його електричний опір майже не змінюється з температурою. MnO_2 використовують у виробництві сухих гальванічних елементів (елемент Лекланше). $KMnO_4$ – окисник як у неорганічній, так і органічній, а також аналітичній хімії.

Реній. Реній – дуже коштовний метал, його використання обмежене. Входить до складу сплавів з високою хімічною стійкістю, зокрема при високих температурах (матеріал нагрівальних елементів та сопел реактивних двигунів). При введенні до складу сплавів з платиновими металами збільшує їхню механічну стійкість. Матеріал спеціальних електричних контактів для високострумних мереж.

4.5.5 Хімія елементів тріади феруму

Електронна конфігурація елементів не є повністю подібною: $3d^6 4s^2$ (Fe), $3d^7 4s^2$ (Co) і $3d^8 4s^2$ (Ni). Проте внутрішні 3d-електрони ніколи повністю не беруть участь в утворенні зв'язків, тому властивості сполук елементів виявляються схожими. Основними ступенями окиснення феруму, кобальту і ніколу є +2 і +3. Однак для феруму більш стійким є ступінь окиснення +3, тоді як для двох інших елементів це +2. За кислотно-основними властивостями Fe (+2) нагадує Mg (+2), а Fe (+3) – Al (+3). Причина подібної аналогії полягає у схожості іонних радіусів.

Ферум за розповсюдженістю на Землі займає четверте місце (4,5%), проте більша його частина знаходиться у непридатному для промислового використання стані (алюмосилікати). Промислове значення мають лише руди на основі оксидів феруму FeO і Fe₂O₃. Кобальт и нікол – малорозповсюджені елементи ($3 \cdot 10^{-3}$ і $8 \cdot 10^{-3}$ %), котрі в промисловості видобуваються з поліметалічних руд, хоча й утворюють власні мінерали.

Властивості простих сполук сильно залежать від наявності в них домішок інших елементів. Чисті компактні метали, особливо нікол, стійкі на повітрі за невисоких температур через утворення захисної оксидної плівки, особливо нікол. Проте у високодисперсному стані дані метали пірофорні, тобто самозаймаються.

Схеми взаємодії елементів тріади Fe з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.19 і рис. 4.20.

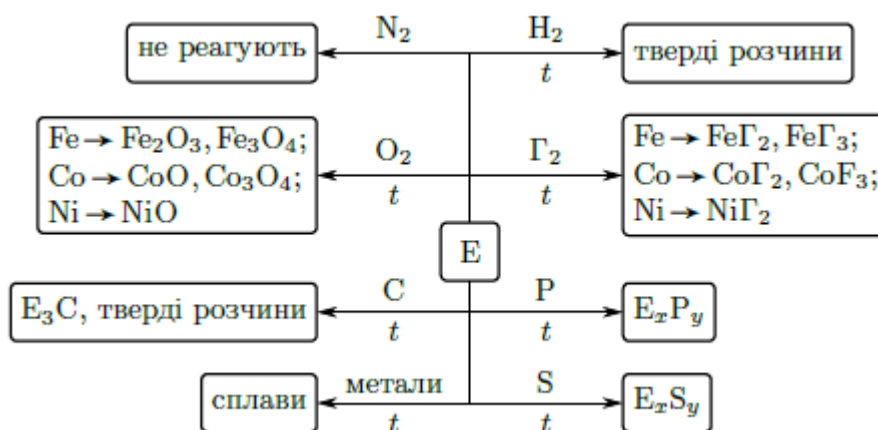


Рисунок 4.19 – Схема взаємодії заліза, кобальту та ніколу з простими речовинами

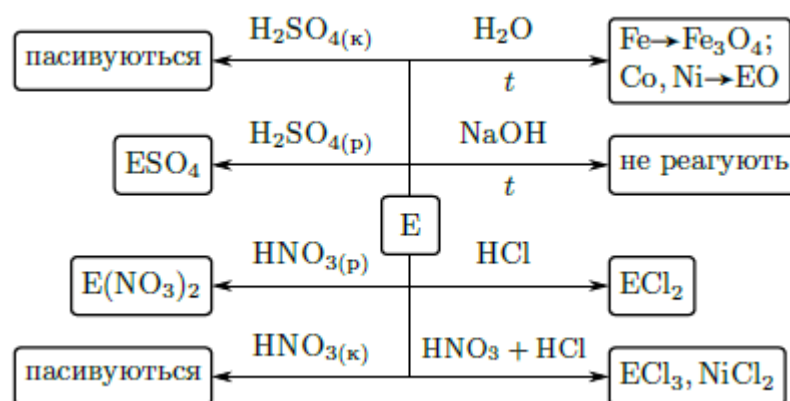


Рисунок 4.20 – Схема взаємодії заліза, кобальту та ніколу з важливими реагентами

Одержання простих речовин зводиться до відновлення оксидів. Як відновники використовують похідні карбону (кокс, CO), тому одержаний метал містить до кількох відсотків карбону. Залізо з вмістом карбону більше 2% називають чавуном; цей матеріал добре підходить для відливу масивних виробів, проте його механічна стійкість є невисокою. Шляхом випалу карбону у конверторах одержують сталь, з якої можна виготовляти механічно міцні вироби. Залежність властивостей матеріалу від способу його одержання і обробки особливо чітко спостерігається для сплавів заліза: поєднання загартовування і відпуску дозволяє виготовляти різні за структурою і властивостями матеріали. Одержання Co і Ni – складний про-

цес. На кінцевому етапі оксиди металів (CoO , Co_2O_3 , NiO) відновлюють вуглем, а одержаний метал очищують електролізом.

Використання.

Ферум. Різноманітні чавуни та сталі, зокрема нержавіючі, є основними конструкційними матеріалами сучасної промисловості. У обмежених кількостях карбонільне залізо знаходить використання як каталізатор.

Кобальт. Сполуки кобальту використовують як синій пігмент при виготовленні фарб. Кобальт – компонент потужних постійних магнітів. Як каталізatori сполуки кобальту відомі для певних органічних реакцій.

Нікол. Більша частина ніколу йде на виготовлення спеціальних сплавів (ніхром, нейзильбер, монель-метал тощо). Нікол використовують у роботі з деякими агресивними речовинами, зокрема з F_2 та розплавленими лугами. Як каталізатор при гідруванні ненасиченої рослинної олії використовують порошкоподібний нікол. Ni – складова частина залізно-нікелових акумуляторів. Декоративні нікелові покриття використовують у побуті.

4.5.6 Хімія платиноїдів

Електронна будова атомів платиноїдів відрізняється різноманітністю внаслідок можливості провалу електрона. Лише в осмію та іридію спостерігається нормальна послідовність заповнення підрівнів, тоді як у платини стабільна d^9 -конфігурація, а у Pd – $4d^{10}5s^0$. Останні дві конфігурації є унікальними у Періодичній системі. В цілому для металів цього сімейства характерні ступені окиснення від 0 до +8:

Схожість ступенів окиснення елементів є аргументом на користь поділу 6 елементів на три вертикальні діади. Перша діада близька за властивостями до d^5 -елементів, а третя діада – до d^9 -елементів. Платиноїди виступають найкращими комплексотвірниками з усіх елементів Періодичної системи.

Усі платиноїди – рідкісні елементи, зустрічаються разом і, як правило, у самородному стані (прості речовини). Важливим джерелом цих ме-

талів є анодні шлами виробництв міді та ніколу. Складним технологічним процесом є розділення платиноїдів через схожість хімічної поведінки металів.

У вигляді простих речовин платиноїди є тугоплавкими важкими металами, що вказує на міцність зв'язків у кристалах і значну частку ковалентної складової.

Схеми взаємодії платиноїдів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.21 і рис. 4.22. У хімічному плані платиноїди – благородні метали. З киснем платиноїди різних діад реагують по-різному.

При нагріванні з вуглецем утворюються карбіди, тому платиновий посуд не слід нагрівати на полум'ї пальника, що коптить. H_2 поглинається платиноїдами у великих кількостях: 1 об'єм Pd при 20°C розчиняє до 900 об'ємів H_2 . При цьому стехіометричні сполуки не утворюються і саме тому платинові метали використовують як ефективні каталізатори.

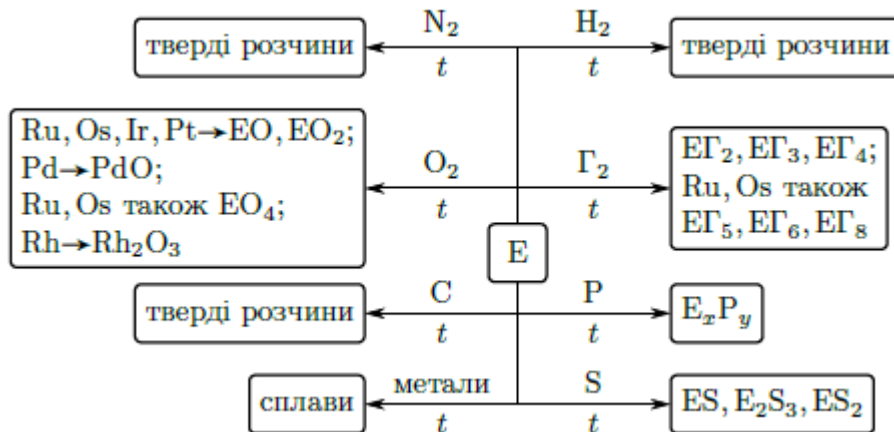


Рисунок 4.21 – Схема взаємодії платиноїдів з простими речовинами

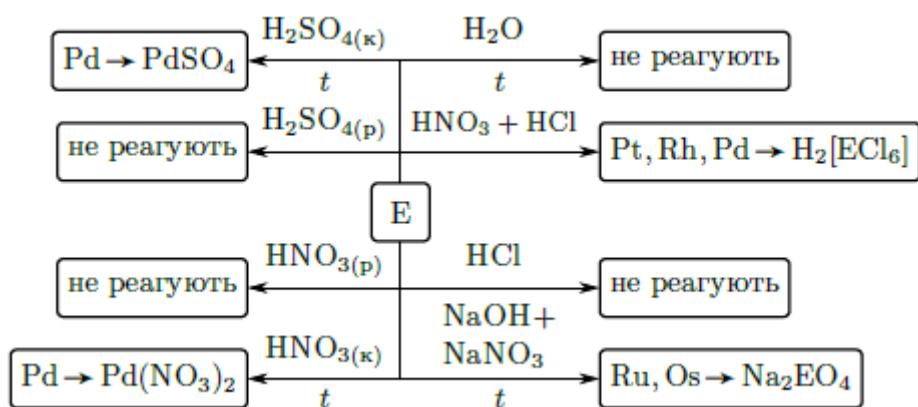


Рисунок 4.22 – Схема взаємодії платиноїдів з важливими реагентами

Платиноїди використовують як каталізатори, а також для виготовлення відповідальних деталей апаратів, що працюють у агресивних (але не лужних!) середовищах. Світове річне виробництво платиноїдів сягає 400 тон, з яких близько 96% припадає на паладій і платину. У США споживається приблизно 80 т/рік платинових металів, розподіл яких за галузями використання наведено у табл. 4.3.

Таблиця 4.3 – Галузі споживання платиноїдів у США (%)

Промисловість	Ru	Os	Rh	Ir	Pd	Pt
Автомобільна	–	–	–	–	21	38
Хімічна	75	83	33	33	15	14
Нафтопереробна	–	–	<1	44	2	14
Виробництво скла	–	–	30	<1	2	6
Електротехнічна	12	–	17	11	44	9
Медична	1	16	<1	1	13	3
Ювелірна	3	1	14	4	3	3
Інші разом	9	–	5	6	–	13

Паладій часто використовують замість платини через меншу вартість; його ефективність як каталізатора навіть вище за Pt у ряді синтезів. Каталітичними нейтралізаторами на основі платиноїдів, головним чином Pt та

Pd, для знешкодження газоподібних викидів двигунів внутрішнього згоряння облаштовані майже всі автотранспортні засоби сьогодення. Паладієві втулки працюють як водневі клапани і дозволяють відокремити H_2 від будь-якого газу.

Приклади розв'язання типових задач за темою 4.5

Задача №1. Дати назви 10 хімічним сполукам, що містять d^4 – d^8 -елементи:

$TiCl_4$ – Хлорид титану (IV)

V_2O_5 – Пентаоксид ванадію (V)

$CrCl_3$ – Хлорид хрому (III)

MnO_2 – Оксид мангану (IV)

$FeSO_4$ – Сульфат заліза (II)

Fe_2O_3 – Оксид заліза (III)

$Co(NO_3)_2$ – Нітрат кобальту (II)

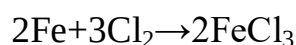
$NiCl_2$ – Хлорид нікелю (II)

$Cr_2(SO_4)_3$ – Сульфат хрому (III)

$MnCl_2$ – Хлорид мангану (II)

Задача №2. Обчисліть масу хлориду заліза (III), що утворюється при реакції 20 г заліза з надлишком хлору.

Розв'язання.



Знайдемо кількість речовини заліза:

$$n(Fe) = m/M = 20/55.8 \approx 0.36 \text{ моль.}$$

За рівнянням: 2 моль Fe $\rightarrow$ 2 моль $FeCl_3$, тобто:

$$n(FeCl_3) = n(Fe) = 0.358 \text{ моль}$$

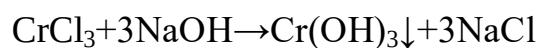
$$M(FeCl_3) = 55.85 + 3 \cdot 35.5 = 162.35 \text{ г/моль}$$

$$m(FeCl_3) = n \cdot M = 0.358 \cdot 162.35 \approx 58.15 \text{ г}$$

Відповідь: утворюється 58.15 г FeCl_3

Задача №3. Обчисліть масу осаду гідроксиду хрому (III), що утворюється при змішуванні 100 мл 0.1 М розчину CrCl_3 з надлишком розчину лугу.

Розв'язання.



Обчислюємо кількість молей CrCl_3 :

$$n = C \cdot V = 0.1 \cdot 0.1 = 0.01 \text{ моль}$$

За рівнянням: 1 моль $\text{CrCl}_3 \rightarrow$ 1 моль $\text{Cr}(\text{OH})_3$, тобто:

$$n(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 0.01 \text{ моль}$$

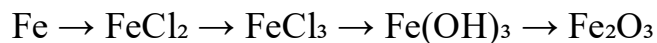
Молярна маса $\text{Cr}(\text{OH})_3$:

$$M = 52 + 3 \cdot 17 = 103 \text{ г/моль}$$

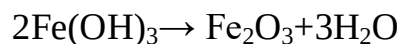
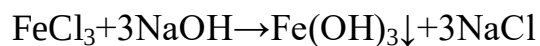
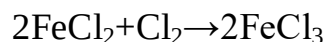
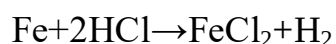
$$m = n \cdot M = 0.01 \cdot 103 = 1.03 \text{ г}$$

Відповідь: маса гідроксиду хрому (III) становить 1.03 г

Задача №4. Записати рівняння реакцій для ланцюга перетворень:



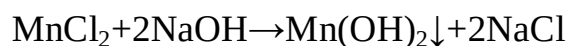
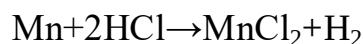
Розв'язання.

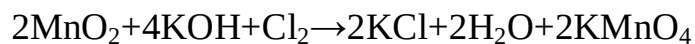
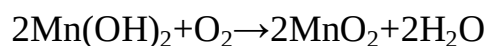


Задача №5. Записати рівняння реакцій для ланцюга перетворень:



Розв'язання:





Завдання для самоконтролю за темою 4.5

Питання

1. Які метали належать до d^4 - d^8 груп?
2. Чому ці елементи мають змінні ступені окиснення?
3. Які метали d^4 - d^8 групи є каталітично активними?
4. Як змінюється окисна здатність хромових сполук?
5. Чому манган проявляє кілька ступенів окиснення?
6. Як залізо реагує з киснем?
7. Які особливості корозії заліза?
8. Чому сполуки Ni^{2+} та Co^{2+} часто забарвлені?
9. Як відбувається пасивація Cr?
10. Які реакції характерні для тугоплавких металів?

Тести

1. Який з наведених елементів є d_4 -елементом?

- ☐ Fe
- ☐ Ti
- ☐ Ni
- ☐ Zn

2. Який елемент належить до d_8 -елементів?

- ☐ Mn
- ☐ Cr
- ☐ Ni
- ☐ Ti

3. Який з d₄-d₈ елементів має найбільшу електропровідність?

- ☐ Cr
- ☐ Ni
- ☐ V
- ☐ Mn

4. Який оксид хрому є амфотерним?

- ☐ Cr₂O₃
- ☐ CrO₃
- ☐ CrO
- ☐ CrO₂

5. Який ступінь окиснення є характерним для марганцю у перманганаті калію?

- ☐ +2
- ☐ +4
- ☐ +6
- ☐ +7

6. Який метал використовується у виробництві нержавіючої сталі?

- ☐ Ti
- ☐ Cr
- ☐ Mn
- ☐ V

7. Який елемент d₄-d₈ групи утворює оксид, що проявляє кислотні властивості?

- ☐ Mn₂O₇
- ☐ TiO₂

☐ Cr_2O_3

☐ FeO

8. Яка з наведених сполук є сильною окиснювальною речовиною?

☐ Cr_2O_3

☐ KMnO_4

☐ TiCl_4

☐ Fe_2O_3

9. Який елемент має найбільшу кількість стійких ступенів окиснення?

☐ Mn

☐ Cr

☐ Ni

☐ Ti

10. Який метал d₄-d₈ групи використовується у виробництві каталізаторів для гідрування?

☐ Mn

☐ Cr

☐ Ni

☐ Fe

11. Яка сполука містить залізо у ступені окиснення +3?

☐ FeO

☐ Fe_2O_3

☐ $\text{Fe}(\text{OH})_2$

☐ FeCl_2

12. Який з наведених елементів d₄-d₈ груп є найтвердішим?

- ☐ Mn
- ☐ Ni
- ☐ Cr
- ☐ Fe

Задачі

1. Обчисліть масу хлорида хрому, що утворюється при реакції 13 г хрому з надлишком хлору.

2. Скільки грамів перманганата калію утвориться при окисненні 15 г оксида мангану (IV) в лужному середовищі з Cl₂?

3. Який об'єм 0.5 М розчину FeCl₃ потрібен для повного осадження сульфідів у реакції з H₂S, якщо потрібно отримати 2.5 г Fe₂S₃?

4. Обчисліть масу осаду гідроксиду нікелю (II), який випадає з 100 мл 0.2 М розчину NiCl₂ при дії лугу.

5. Знайдіть масову частку заліза в сполуці Fe₂O₃.

6. Скільки грамів сульфату кобальту (II) потрібно для приготування 250 мл 0.1 М розчину?

7. Обчисліть масу Cr(OH)₃, що випадає в осад при взаємодії 100 мл 0.3 М розчину CrCl₃ з лугом.

8. Скільки грамів заліза потрібно для добування 20 г Fe₂O₃?

9. Скільки грамів KMnO₄ потрібно для повного окиснення 50 мл 0.1 М розчину FeSO₄ у кислому середовищі?

10. Яка маса осаду утвориться при дії H₂S на розчин нікель (II) сульфату об'ємом 150 мл 0.2 М?

Тема 4.6. Хімічні властивості d⁹-d¹⁰ елементів

4.6.1 Загальні положення d⁹-елементів

Сполуки d⁹-елементів помітно відрізняються між собою, мабуть більше, ніж елементи будь-якої іншої групи Періодичної системи. Електронні конфігурації атомів елементів мають вигляд (n-1)d¹⁰ns¹ за рахунок провалу s-електрона на d-підрівень. Тим не менш високою стійкістю характеризується лише заповнений 4d-підрівень (вже у Pd!), тому лише для Ag характерний нижчий ступінь окиснення +1. Стійкими ступенями окиснення для Купруму є +1 і +2, Аргентуму +1 та ауруму +3. У вигляді простих речовин елементи є металами, причому мідь і золото мають характерне забарвлення, а срібло – ні.

4.6.2 Хімічні властивості d⁹-елементів

На відміну від лужних металів, у атомів Cu, Ag і Au велику роль відіграє ефект проникнення зовнішнього електрона під екран d-підрівня. Тому, по-перше, всі d⁹-метали є благородними і, по-друге, благородство металів збільшується від міді до золота. Температури плавлення металів не дуже високі внаслідок відсутності внеску ковалентного зв'язку, адже на d-підрівні немає непарних електронів. Дані метали виступають найкращими провідниками тепла та електричного струму.

Схеми взаємодії Cu, Ag і Au з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.23 і рис. 4.24.

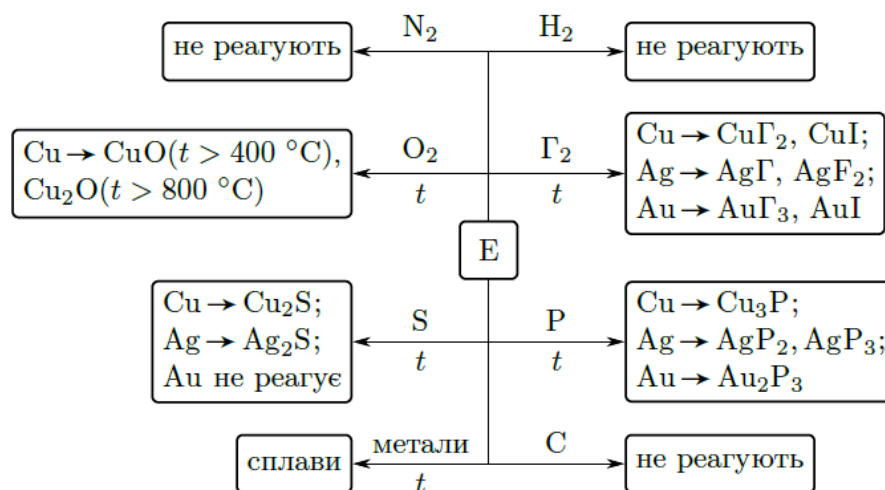


Рисунок 4.23 – Схема взаємодії з простими речовинами d^9 -елементів

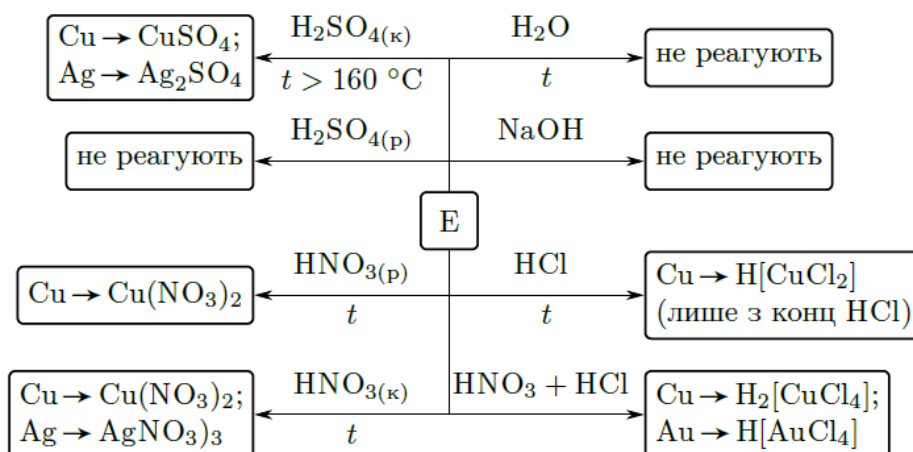


Рисунок 4.24 – Схема взаємодії d^9 -елементів з важливими реагентами

Для Купруму відомі два важливих ступені окиснення: +1 і +2, причому останній є більш характерним для цього елемента. Відповідно до електронної будови сполуки Cu (+1) безбарвні, а Cu (+2) – забарвлені.

Оксиди купруму краще за все одержувати непрямим шляхом. Для CuO використовують термічне розкладання сполук Cu (+2), а для Cu₂O – їх відновлення.

У Ag стійкий єдиний ступінь окиснення +1. Відповідний оксид одержують дією лугу на розчинну сіль аргентуму:

Одержати основу AgOH не вдається з огляду на нестійкість цієї сполуки, яка розкладається у момент виділення на оксид і воду. Тим не менш це – сильна основа, тому солі Ag (+1) не гідролізуються у розчині. Ag₂O має основний характер, тому його розчинення у кислотах має відбуватися легко. Однак цей процес ускладнюється низькою розчинністю солей аргентуму (+1); добре розчиняються лише AgNO₃, AgF, AgAc і AgClO₄. Остання сіль добре розчиняється як у воді, так і у органічних розчинниках, зокрема у бензені.

Окисна активність $\text{Ag} (+1)$ доволі велика. В органічній хімії це використовують для ідентифікації альдегідів (реакція срібного дзеркала).

Аурум у сполуках проявляє два ступені окиснення: $+1$ і $+3$, причому останній більш характерний. Сполуки $\text{Au} (+1)$ нечисленні та схильні до диспропорціонування.

Відповідний оксид і гідроксид $\text{Au} (+1)$ не існують, оскільки прямий синтез неможливий, а обмінні реакції закінчуються диспропорціонуванням. Найбільш відомими солями $\text{Au} (+1)$ є AuI і AuCN , котрі одержують аналогічно похідним $\text{Cu} (+1)$. Комплексоутворення зазвичай стабілізує цей нехарактерний ступінь окиснення ауруму. Велике практичне значення має ціанідний комплекс $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$, який використовують при видобуванні золота з породи.

Найважливішими сполуками ауруму $(+3)$ є AuCl_3 і $\text{H}[\text{AuCl}_4]$.

4.6.3 Використання d^9 -елементів та їх сполук

Метали цієї групи знаходять використання у електротехніці (найкращі провідники струму), а також як декоративні гальванічні покриття.

Купрум. Мідь використовують як конструкційний матеріал у чистому вигляді, або у складі сплавів (латунь, бронза). Металічна мідь – матеріал різноманітних теплообмінників. Сполуки купруму у сільському господарстві допомагають у боротьбі зі шкідниками.

Аргентум. Окисну активність Ag^+ використовують для знезараження питної води. Похідні $\text{Ag} (+2)$ – сильні окисники, використовуються у лужних срібно-цинкових гальванічних елементах і акумуляторах. Галогеніди аргентуму використовують у фотографії, а також у аналітичних цілях.

Аурум. Основна частина ауруму у вигляді золота накопичена у банківських сховищах. Висока електрична провідність та хімічна стійкість золота зумовлюють його використання у ЕОМ та системах зв'язку (контакти електричних мереж). У вигляді фольги золото наносять на різноманітні

поверхні (металічні та неметалічні) з декоративною або захисною метою.

4.6.4 Загальні положення d^{10} -елементів

Електронні конфігурації цинку, кадмію та ртуті мають вигляд $(n-1)d^{10}ns^2$. Стійкість заповненого d -підрівня призводить до того, що валентними у цих елементів виступають лише зовнішні s -електрони. Тому в сполуках Zn і Cd проявляють єдиний ступінь окиснення +2, а ртуті додатково дає сполуки Hg (+1). Проте всі сполуки Hg (+1) містять атоми метала безпосередньо зв'язані між собою (у вигляді групи $[\text{Hg Hg}]^{2+}$), отже валентність ртуті дорівнює 2. Здатність утворювати сполуки Hg (+1) пояснюється ефектом проникнення зовнішніх електронів під подвійний екран d і f -електронів. Властивості елементів групи цинку дуже нагадують властивості s^2 -елементів, хоча за здатністю утворювати комплексні сполуки d^{10} -елементи суттєво переважають лужноземельні метали.

4.6.5 Хімічні властивості d^{10} -елементів

Прості сполуки елементів представляють собою сріблясто-білі легкоплавкі метали (ртуть – найбільш легкоплавкий серед металів). Остання особливість пояснюється відсутністю взаємодії між внутрішніми d -електронами (немає ковалентної складової зв'язку). Як і в інших групах d -елементів хімічне благородство посилюється зі збільшенням порядкового номеру елемента.

Схеми взаємодії d^{10} -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.25 і рис. 4.26.

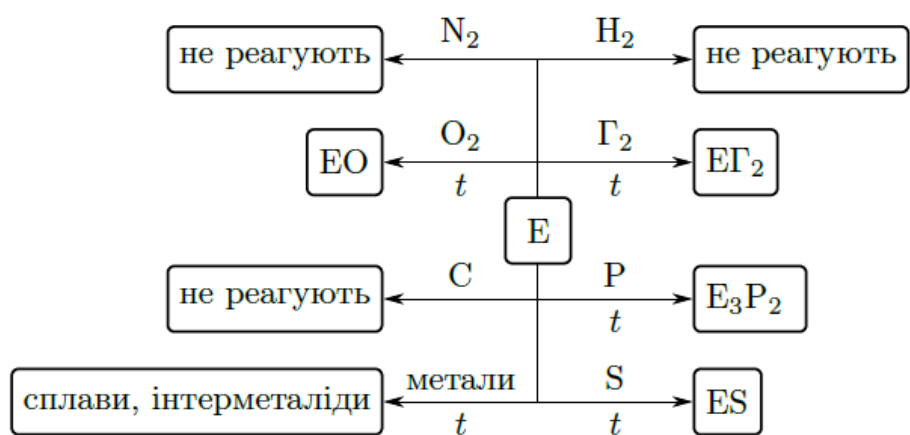


Рисунок 4.25 – Схема взаємодії d^{10} -елементів з простими речовинами

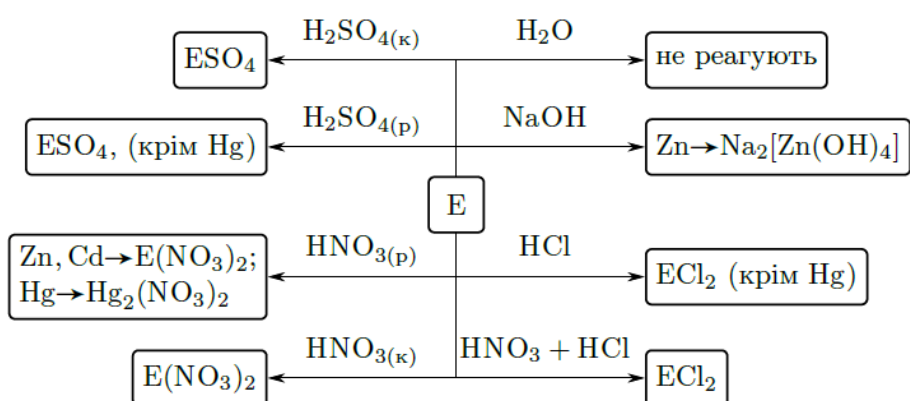


Рисунок 4.26 – Схема взаємодії d^{10} -елементів з важливими реагентами

Метали у компактному стані стійкі по відношенню до кисню, адже вони швидко вкриваються захисною оксидною плівкою. Проте у вигляді порошку (цинк та кадмій) або при сильному нагріванні метали сторають у кисні з утворенням відповідних оксидів.

Оксид ртуті утворюється лише при нагріванні суміші простих речовин до температури кипіння ртуті; при підвищенні температури HgO розкладається на елементи. Це вказує на невисоку спорідненість ртуті до кисню. У той же час спорідненість Hg до сульфуру набагато вища і HgS утворюється вже при кімнатній температурі. Галогени також окиснюють метали за не дуже високих температур через те, що продукти реакції практично не ізолюють поверхню металу. Ртуть розчиняє багато металів; одержані розчини називають амальгамами (HgAu_3 , KHg_2).

Нагрівання амальгам супроводжується їх розкладанням на компоненти: при цьому ртуть випаровується, а другий компонент амальгами утворює тонкий шар на розігрітій поверхні. Через те, що ферум не утворює амальгаму, зберігати ртуть можна в залізному посуді.

4.6.6 Використання d^{10} -елементів та їх сполук

Цинк. Велику частину цинку використовують для захисту заліза від корозії (40% видобутку). Деякі кольорові сплави містять цинк – латунь, бронза. Цинк є матеріалом аноду у гальванічних елементах. ZnS – один з найкращих неорганічних люмінофорів. Присутність $ZnCl_2$ у розчині сприяє розчиненню клітковини, тому цю сполуку використовують у виробництві паперу. $ZnSO_4$ використовують для боротьби зі шкідниками у сільському господарстві ($ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ – цинковий купорос, найважливіша сполука цинку). ZnO – пігмент білої фарби, відомої як цинкові білила.

Кадмій. Основне використання кадмію – анод у Cd/Ni акумуляторі. Cd є кращим за цинк протектором для захисту Fe від корозії, проте знаходить лише обмежене використання через свою отруйність.

Меркурій. У хімічній промисловості металічна ртуть – катод у виробництві лугу, а також реагент для виділення золота з породи. Також ртуть використовують у деяких типах барометрів та термометрів. Пара ртуті є робочим тілом у газорозрядних лампах. У медицині сполуки меркурію використовують для лікування захворювань шкіри.

Приклади розв’язання типових задач за темою 4.6

Задача №1. Дати назви 10 хімічним сполукам, що містять $d9$ – $d10$ -елементи:

$CuCl$ – Хлорид міді (I)

$CuCl_2$ – Хлорид міді (II)

$AgNO_3$ – Нітрат срібла

Ag_2S – Сульфід срібла

ZnCl_2 – Хлорид цинку

$\text{Cd}(\text{OH})_2$ – Гідроксид кадмію

Hg_2Cl_2 – Хлорид ртуті (I)

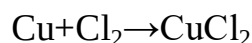
HgCl_2 – Хлорид ртуті (II)

ZnSO_4 – Сульфат цинку

AgBr – Бромід срібла

Задача №2. Обчисліть масу хлориду міді (II), що утворюється при реакції 12,7 г міді з хлором.

Розв'язання.



Знайдемо кількість речовини міді:

$$n(\text{Cu}) = m/M = 12.7 / 63.5 = 0.2 \text{ моль}$$

За рівнянням: 1 моль $\text{Cu} \rightarrow$ 1 моль CuCl_2 , тобто:

$$n(\text{Cu}) = n(\text{CuCl}_2) = 0.2 \text{ моль}$$

$$M(\text{CuCl}_2) = 63.5 + 2 \cdot 35.5 = 134.5 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{CuCl}_2) = 0.2 \cdot 134.5 = 26.9 \text{ г}$$

Відповідь: маса хлориду міді (II) становить 26.9 г.

Задача №3. Який об'єм газу (н.у.) вилучиться при реакції 10 г міді з надлишком концентрованого розчину азотної кислоти?

Розв'язання.

При реакції концентрованої азотної кислоти з неактивними металами вилучається оксид азоту (IV):



З рівняння реакції видно, що при реакції 1 молю міді вилучається 2 моля, або $2 \cdot 22.4 = 44.8$ л диоксиду азоту.

Визначимо кількість міді: $n = m/A = 10/63.5 = 0.16$ моль.

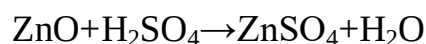
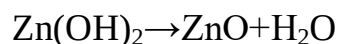
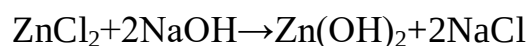
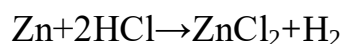
Визначимо об'єм диоксиду азоту: $V = 0.16 \cdot 44.8 = 7.1$ л.

Відповідь: об'єм диоксиду азоту 7.1 л.

Задача №4. Записати рівняння реакцій для ланцюга перетворень:



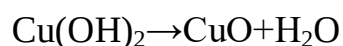
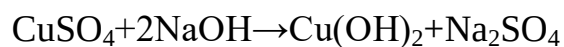
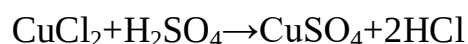
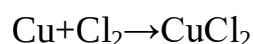
Розв'язання:



Задача №5. Записати рівняння реакцій для ланцюга перетворень:



Розв'язання:



Завдання для самоконтролю за темою 4.6

Питання

1. Які елементи належать до d^9 - d^{10} групи?
2. Чому срібло має високу електропровідність?
3. Які оксиди характерні для d^9 -елементів?
4. Чому платина є малоактивним металом?
5. Які реакції характерні для міді?
6. Як змінюється корозійна стійкість d^9 -елементів?
7. Які особливості утворення комплексних сполук срібла?
8. Чому сполуки купрум(II) можуть мати синій колір?
9. Які властивості паладію використовують у каталізі?

10. Як змінюється активність d^{10} -металів у порівнянні з d^4 - d^8 ?

Тести

1. Який елемент належить до d_9 -елементів?

- ☐ Zn
- ☐ Cd
- ☐ Cu
- ☐ Hg

2. Який елемент належить до d_{10} -елементів?

- ☐ Zn
- ☐ Cu
- ☐ Ag
- ☐ Pd

3. Який елемент d_9 -групи найчастіше використовується в електро-техніці?

- ☐ Ag
- ☐ Zn
- ☐ Cu
- ☐ Cd

4. Яка з наведених сполук є амфотерною?

- ☐ CuO
- ☐ ZnO
- ☐ Cu₂O
- ☐ Ag₂O

5. Який з d₁₀-елементів має найвищу електропровідність?

- ☐ Cu
- ☐ Ag
- ☐ Zn
- ☐ Cd

6. Який метал d₉-групи утворює сполуки з характерним синім забарвленням?

- ☐ Ag
- ☐ Zn
- ☐ Cu
- ☐ Cd

7. Який метал d₁₀-групи використовується для виробництва гальванічних покриттів?

- ☐ Zn
- ☐ Cu
- ☐ Ag
- ☐ Hg

8. Яка кислота здатна розчиняти срібло?

- ☐ H₂SO₄
- ☐ HNO₃
- ☐ HCl
- ☐ H₃PO₄

9. Який елемент d₁₀-групи є рідким за стандартних умов?

- ☐ Zn
- ☐ Cd

☐ Ag

☐ Hg

10. Яка з наведених сполук є основною?

☐ CuO

☐ Cu(OH)₂

☐ Cu₂O

☐ Ag₂O

11. Який метал d₉-групи використовується у виробництві монет?

☐ Zn

☐ Cd

☐ Cu

☐ Hg

12. Який d₁₀-елемент входить до складу латуні?

☐ Zn

☐ Cd

☐ Ag

☐ Hg

Задачі

1. Обчисліть масу осаду AgCl, що утвориться при взаємодії 25 мл 0.1 М розчину AgNO₃ з надлишком HCl.

2. Скільки грамів Cu утвориться при відновленні CuO вугіллям? Обчисліть масу Cu, якщо взяли 12.5 г CuO.

3. Обчисліть масу цинку, що прореагує з 100 мл 0.5 М розчину сульфатної кислоти.

4. Скільки грамів Ag потрібно для добування 1 г AgNO_3 ?
5. Опишіть реакції, за якими можна виявити іони: Zn^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ , Hg^{2+} у розчинах.
6. Обчисли масу цинку, яка виділиться при реакції 100 мл 0.4 М розчину CuSO_4 з надлишком цинку.
7. Скільки грамів AgCl випаде в осад при змішуванні 0.02 моль AgNO_3 та 0.025 моль NaCl ?
8. Яка маса HgO розкладеться при нагріванні, якщо виділилося 100 мл O_2 (н.у.)?
9. Скільки грамів Zn потрібно для витіснення всього срібла з 100 мл 0.1 М розчину AgNO_3 ?
10. Здійсніть ланцюг перетворень: $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CdO} \rightarrow \text{Cd}$.

Тема 4.7. Хімічні властивості d^1 - d^3 елементів

4.7.1 Загальні положення d^1 -елементів

Електронні конфігурації елементів цієї групи мають загальний вигляд $(n-1)d^1ns^2$. Наявність лише одного електрона на d -підрівні не виявляється стійкою конфігурацією, тому, на відміну від інших d -елементів, скандій, ітрій, лантан і актиній проявляють єдиний ступінь окиснення +3. У цьому ступені окиснення скандій та інші елементи групи є повними електронними аналогами алюмінію, але не інших елементів його групи (Ga, In і Tl). Особливо схожі властивості скандію й алюмінію. Інша важлива особливість d^1 -елементів – схожість у хімічній поведінці з s^2 -елементами, зокрема із лужно-земельними металами.

Скандій є першим елементом Періодичної системи, у якого починається заповнення d -підрівня ($3d^14s^2$).

Відомо, що властивості подібних елементів, у яких підрівень певного типу заповнюється вперше, мають унікальні хімічні властивості. Наприклад, гідроген, у якого вперше заповнюється s -підрівень, утворює унікальний тип зв'язку – водневий, а для бору (вперше заповнюється p -підрівень) відома велика кількість електронодефіцитних сполук – боранів. Скандій відрізняється від названих елементів тим, що в нього починає заповнюватися не зовнішній, а внутрішній електронний підрівень. Тому у хімії скандію немає таких чітких особливостей, як у Н або В.

Ітрій, лантан і актиній належать до родини рідкісно-земельних елементів (РЗЕ), але за електронною будовою ($4d^15s^2$, $5d^16s^2$ і $6d^17s^2$ відповідно) вони нагадують скандій. Схожість між представниками даної групи й алюмінієм полягає в наявності єдиного ступеню окиснення +3, а відмінність – у значно більшій схильності до утворення комплексів. Електронегативність елементів достатня для появи певної частки ковалентної складової у хімічному зв'язку як простих, так і комплексних сполук.

4.7.2 Хімічні властивості і використання d^1 -елементів та їх сполук

Прості сполуки скандію, ітрію, лантану і актинію є сріблястими металами, з яких La швидко тмяніє на повітрі та вкривається плівкою оксиду (гідроксиду). Властивості металів, особливо фізичні, суттєво залежать від чистоти зразка і попередньої обробки. Метали мають не дуже високі температури плавлення і доволі низькі електродні потенціали.

Схеми взаємодії d^1 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.27 і рис. 4.28

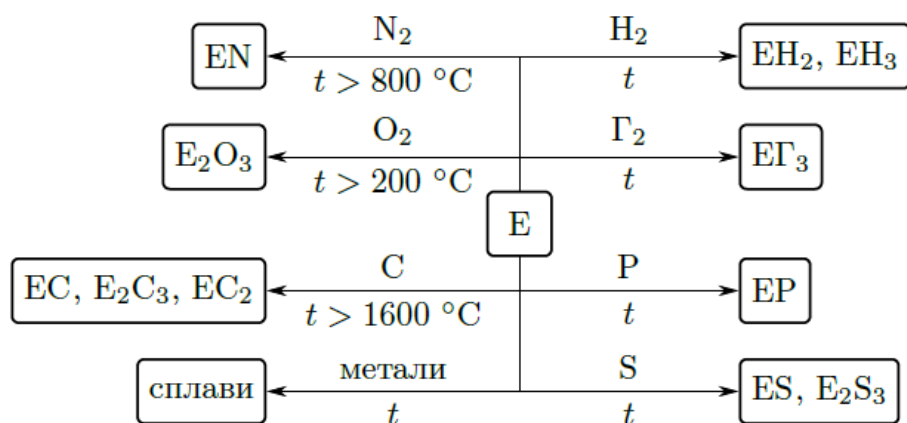


Рисунок 4.27 – Схема взаємодії d^1 -елементів з простими речовинами

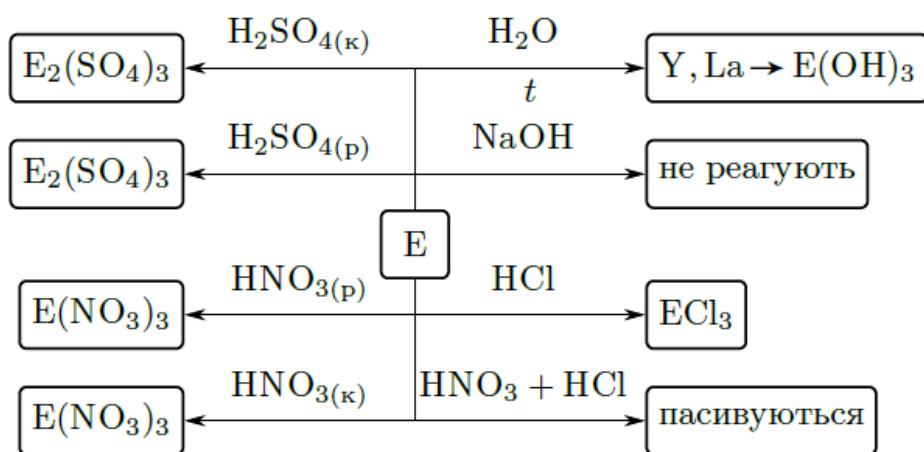


Рисунок 4.28 – Схема взаємодії d^1 -елементів з важливими реагентами

Характерним ступенем окиснення d^1 -елементів є $+3$, тому синтез з елементів дає E_2O_3 , E_2S_3 , EN і т.п. Проте, подібно s^2 -елементам, нагрівання з воднем призводить до утворення EH_2 (недостача водню) і EH_3 (надлишок). Остання сполука є сполукою включення атомів гідрогену в структуру EH_2 . Властивості гідридів відповідають властивостям гідридів лужноземельних металів і відрізняються від властивостей сполук інших d -елементів з гідрогеном: вони легко окиснюються киснем, реагують з водою і т.ін. Винятком є гідриди скандію, адже вони не окиснюються киснем і водою, хоча розкладаються кислотами.

Використання сполук елементів. Перш за все метали використовують як легуючі добавки до сплавів, хоча це використання обмежується ціною металів. Оксиди елементів використовують як каталізatori.

Скандій. Металічний скандій – гарний гетер: він легко розчиняє гази вже при кімнатній температурі, що використовують у техніці глибокого вакууму для видалення залишків газів. Скандій – легуюча добавка до сталей, що суттєво змінює їх властивості. Серед сплавів скандію є напівпровідники, феро- й антиферромагнетики, а також надпровідники.

Ітрій. Y_2O_3 – компонент прозорості для інфрачервоного світла кераміки (Yttralox), що витримує нагрів до $2200^\circ C$. Змішаний оксид $YBa_2Cu_3O_{7-x}$ проявляє надпровідні властивості при 90 K. Ізотоп ^{90}Y використовують у медицині для боротьби з раком.

Лантан. La_2O_3 – важливий компонент так званої просвітленої оптики. LaB_6 використовують як матеріал катодів у вакуумній техніці. Фторид лантану та деякі інші його сполуки мають властивості люмінофорів.

4.7.3 Загальні положення d^2 -елементів

Електронні конфігурації елементів цієї групи мають загальний вигляд $(n-1)d^2ns^2$. Наявність чотирьох валентних електронів дозволяє проявляти характеристичний ступінь окиснення +4. На відміну від d^1 -елементів, для представників цієї групи характерні й нижчі ступені окиснення +2 і +3. Наявність низьких ступенів окиснення характерна для титану через те, що електрони кайносиметричного $3d$ -підрівня доволі міцно зв'язані з ядром атома. Для Zr і Hf нижчі за +4 ступені окиснення не характерні.

Особливістю d^2 -елементів є велика схожість властивостей цирконію і гафнію. Це унікальний у Періодичній системі випадок, коли два елементи мають настільки близькі атомні (0,160 і 0,159 нм) та іонні радіуси (по 0,089 нм), що ускладнює розділення цих елементів. Причина подібного явища полягає у ефекті лантаноїдного стиснення.

4.7.4 Хімічні властивості і використання d^2 -елементів та їх сполук

Прості речовини елементів Ti, Zr і Hf – тугоплавкі пластичні метали. На d -підрівні присутні 2 електрони, котрі вносять помітну ковалентну складову в хімічний зв'язок між атомами метала. При цьому температури плавлення у ряду Ti – Zr – Hf збільшуються, а температури плавлення простих речовин p^2 -елементів зменшуються через менший внесок зовнішніх p -електронів, порівняно із внутрішніми d -елекtrонами.

Схеми взаємодії d^2 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.29 і рис. 4.30.

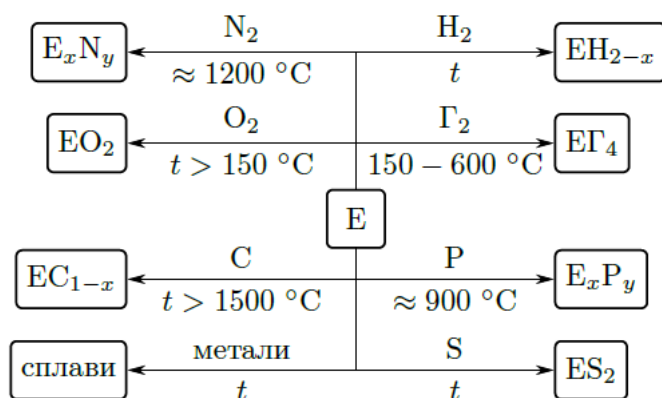


Рисунок 4.29 – Схема взаємодії d^2 -елементів з простими речовинами

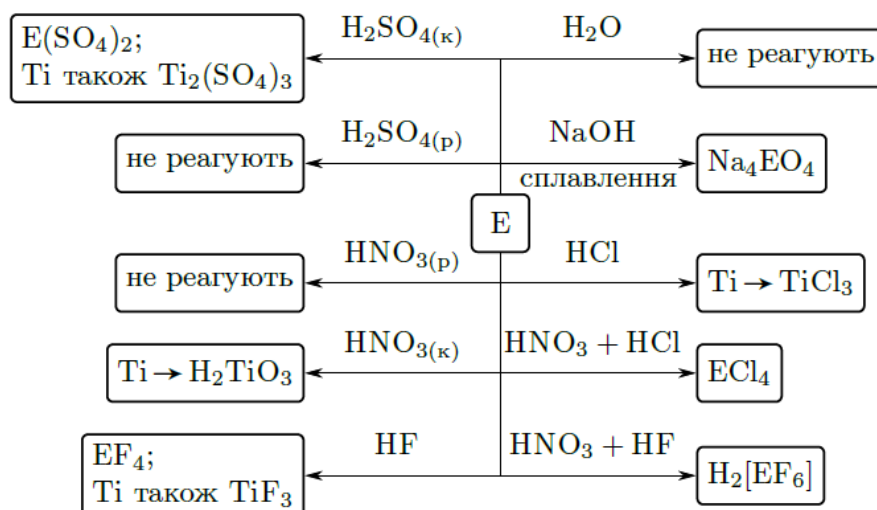


Рисунок 4.30– Схема взаємодії d^2 -елементів з важливими реагентами

Використання сполук елементів.

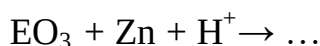
Титан. Титан є легким і корозійно стійким (навіть у морській воді) конструкційним матеріалом. Інертність титану дозволяє використовувати його для протезування (імплантування). TiO_2 – каталізатор та пігмент білої фарби. TiCl_4 – каталізатор синтезу поліетилену(Циглер-Натт).

Цирконій. Металічний цирконій не захоплює нейтрони, тому знаходить використання як конструкційний матеріал ядерних реакторів. ZrO_2 – високовогнетривкий матеріал.

Гафній. На відміну від цирконію, гафній захоплює нейтрони і тому входить у матеріал регулюючих стрижнів в ядерних реакторах. Сплав 80% TaC і 20% HfC найбільш тугоплавкий серед речовин (4215°C).

4.7.5 Загальні положення d^3 -елементів

Електронні конфігурації елементів цієї групи мають передбачуваний вигляд $(n-1)d^3ns^2$. Характеристичним ступенем окиснення є +5, проте нижчі ступені окиснення відомі і характерні у першу чергу для ванадію. Так само, як і для d^2 -елементів, два елементи – Nb і Ta – проявляють велику схожість у властивостях сполук. Причиною цього явища є ефект лантаноїдного стиснення. Стабільність вищого ступеню окиснення збільшується при переході від V до Ta. Так, відновлення EO_3^- цинком у кислому середовищі за схемою:



відбувається у d^3 -елементів по-різному. Ванадій поступово відновлюється до сполук V (+2), ніобій переходить у Nb (+3), а тантал не відновлюється взагалі:

$\text{VO}_3^- \rightarrow$	$\text{VO}^{2+} \rightarrow$	$\text{V}^{3+} \rightarrow$	V^{2+}
жовтий	синій	зелений	фіолетовий
$\text{NbO}_3^- \rightarrow$	-	Nb^{3+}	-
$\text{TaO}_3^- \rightarrow$	-	-	-

У природі V, Nb і Ta розсіяні, хоча ванадію у 2,5 рази більше, ніж купруму.

4.7.6 Хімічні властивості і використання d^3 -елементів та їх сполук

Прості речовини V, Nb і Ta – сріблясто-білі метали, які швидко втрачають на повітрі свій блиск через утворення оксидної плівки. Чисті метали характеризуються високою механічною міцністю, проте при забрудненні домішками будь-яких неметалів вони стають крихкими.

Схеми взаємодії d^3 -елементів з найважливішими простими речовинами та іншими реагентами наведено на рис. 4.31 і рис. 4.32.

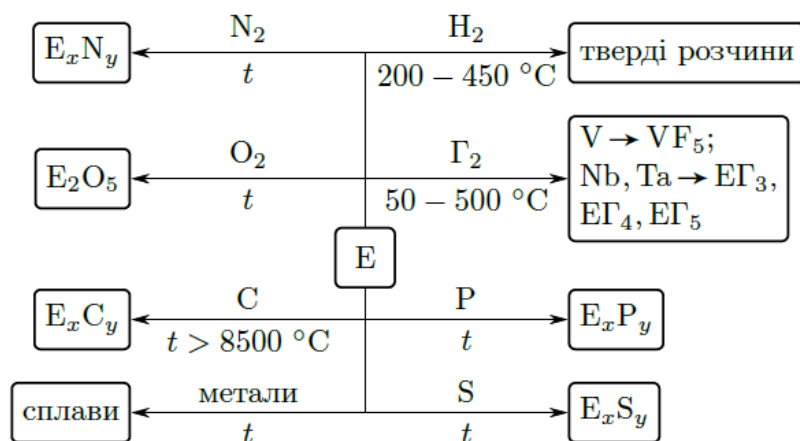


Рисунок 4.31 – Схема взаємодії d^3 -елементів з простими речовинами

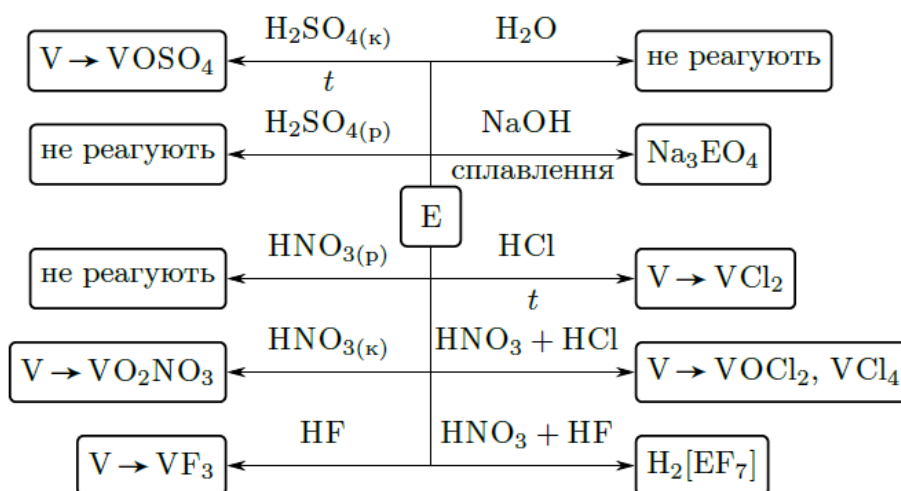


Рисунок 4.32 – Схема взаємодії d^3 -елементів з важливими реагентами

Використання сполук елементів.

Ванадій. Ванадій на 95% використовується металургією як легуючий компонент у сталях різного призначення. Сполуки ванадію використовують як каталізатори. Зокрема V_2O_5 каталізує процес окиснення SO_2 у SO_3 .

Ніобій. Ніобій використовують у сплавах спеціального призначення з такими характеристиками як висока термо- та корозійна стійкість, механічна міцність та інші.

Тантал. У металургії використовують спеціальні сплави з танталом (подібний до ніобію). Тантал – унікальний матеріал для протезування, адже він не зазнає відторження у організмі.

Приклади розв’язання типових задач за темою 4.7

Задача №1. Дати назви 10 хімічним сполукам, що містять d^1 – d^3 -елементи:

V_2O_5 – Оксид ванадію (V)

$NbCl_5$ – П'ятихлорид ніобію

Ta_2O_5 – Оксид танталу

$TiCl_4$ – Тетрахлорид титану

ZrO_2 – Оксид цирконію

$HfCl_4$ – Тетрахлорид гафнію

VCl_4 – Тетрахлорид ванадію

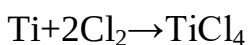
Nb_2O_5 – Оксид ніобію

$TaCl_5$ – П'ятихлорид танталу

TiO_2 – Оксид титану (IV)

Задача №2. Обчисліть масу тетрахлориду титану, що утворюється при реакції 25 г титану з хлором.

Розв’язання.



Обчислюємо кількість молей титану:

$$n(Ti) = m/M = 25/47.87 = 0.523 \text{ моль}$$

За рівнянням реакції, 1 моль Ti дає 1 моль TiCl_4 . Тому кількість молей TiCl_4 дорівнює кількості молей Ti:

$$n(\text{TiCl}_4)=n(\text{Ti})=0.523 \text{ моль}$$

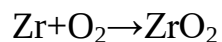
Обчислюємо масу TiCl_4 :

$$m(\text{TiCl}_4)=n \cdot M=0.523 \cdot (47.87+4 \cdot 35.5)=0.523 \cdot 189.67=99.1 \text{ г}$$

Відповідь: маса тетрахлориду титану (TiCl_4), що утворюється, становить 99.1 г.

Задача №3. Обчисліть масу оксиду цирконію, що утворюється при реакції 50 г цирконію з киснем.

Розв'язання.



Обчислюємо кількість молей цирконію:

$$n(\text{Zr})=m/M=50/91.22=0.548 \text{ моль}$$

За рівнянням реакції, 1 моль Zr дає 1 моль ZrO_2 . Тому кількість молей ZrO_2 буде така ж, як кількість молей Zr:

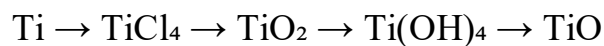
$$n(\text{ZrO}_2)=n(\text{Zr})=0.548 \text{ моль}$$

Обчислюємо масу ZrO_2 :

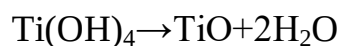
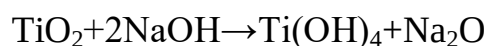
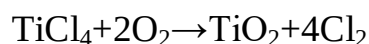
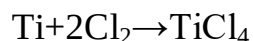
$$m(\text{ZrO}_2)=n \cdot M=0.548 \cdot (91.22+2 \cdot 16)=0.548 \cdot 123.22=67.5 \text{ г}$$

Відповідь: маса оксиду цирконію (ZrO_2), що утворюється, становить 67.5 г.

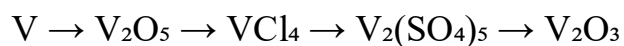
Задача №4. Записати рівняння реакцій для ланцюга перетворень:



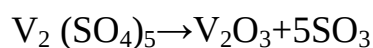
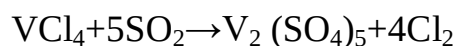
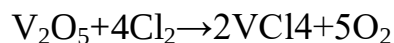
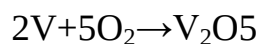
Розв'язання.



Задача №5. Записати рівняння реакцій для ланцюга перетворень:



Розв'язання.



Завдання для самоконтролю за темою 4.7

Питання

1. Які метали належать до d^1 - d^3 груп?
2. Як змінюється ступінь окиснення цих металів?
3. Чому титан є корозійностійким?
4. Як цирконій реагує з киснем?
5. Які особливості хімічних реакцій скандію?
6. Чому оксиди d^1 - d^3 металів мають основний характер?
7. Як змінюється електропровідність d^1 - d^3 металів?
8. Які сполуки ванадію мають окисно-відновні властивості?
9. Чому титан використовується в авіації?
10. Як змінюється активність d^1 - d^3 металів у порівнянні з іншими перехідними металами?

Тести

1. Який елемент належить до d_1 -елементів?

☐ Sc

☐ Ti

☐ V

☐ Cr

2. Який метал належить до d_2 -елементів?

- ☐ Sc
- ☐ Ti
- ☐ Zr
- ☐ Nb

3. Який з d_1 - d_3 елементів є найменш реакційним?

- ☐ Ti
- ☐ V
- ☐ Sc
- ☐ Nb

4. Яка найстабільніша ступінь окиснення для d_1 -елементів?

- ☐ +3
- ☐ +2
- ☐ +4
- ☐ +5

5. Який з d_3 -елементів використовується у виробництві сталі?

- ☐ Ti
- ☐ V
- ☐ Sc
- ☐ Zr

6. Який елемент d_1 - d_3 групи утворює найміцніші оксиди?

- ☐ Sc
- ☐ Ti
- ☐ V
- ☐ Y

7. Який метал d₁-d₃ групи використовується у виробництві авіаційних сплавів?

- ☐ Ti
- ☐ Sc
- ☐ V
- ☐ Zr

8. Яка з наведених сполук є амфотерною?

- ☐ Sc₂O₃
- ☐ TiO₂
- ☐ VO₂
- ☐ ZrO₂

9. Який d₃-елемент утворює найстабільніші оксоаніони?

- ☐ Sc
- ☐ Ti
- ☐ V
- ☐ Y

10. Який метал d₁-d₃ групи має найменшу густину?

- ☐ Sc
- ☐ Ti
- ☐ V
- ☐ Zr

11. Яка з наведених сполук має каталізаторні властивості?

- ☐ Sc₂O₃
- ☐ TiO₂
- ☐ V₂O₅

☐ Y_2O_3

12. Який метал d₁-d₃ групи має найбільшу температуру плавлення?

☐ Ti

☐ Sc

☐ V

☐ Zr

Задачі

1. Напишіть рівняння реакції для взаємодії титану (Ti) з водою при високих температурах.

2. Опишіть реакцію ванадію (V) з хлором та вкажіть, який оксид утворюється.

3. Напишіть рівняння реакції для утворення оксиду хрому (Cr_2O_3) при взаємодії хрому з киснем.

4. Як змінюється ступінь окиснення ванадію при переході від V_2O_5 до VO_2 ? Поясніть.

5. Напишіть рівняння реакції для утворення комплексної сполуки хрому (Cr^{3+}) з аміаком.

6. Визначте, яку кількість гідроксиду титану ($\text{Ti}(\text{OH})_4$) утворюється при реакції 10 г титану з водою.

7. Як змінюється стійкість комплексних сполук хрому (III) в залежності від лігандів?

8. Напишіть рівняння для утворення хлориду ванадію (VCl_5) і опишіть його властивості.

9. Опишіть хімічні властивості оксидів ванадію (V_2O_5) і (VO_2) при їх взаємодії з кислотами.

10. Які продукти утворюються при окисненні сполук титану в кислому середовищі? Напишіть рівняння реакцій.

ДОДАТКИ

Таблиця 1 – Значення деяких фізико-хімічних констант

№ п/п	Константа	Позначення	Значення
1	Швидкість світла	c	$3 \cdot 10^8$ м/с
2	Стала Планка	h	$6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж с
3	Стала Авогадро	N_A	$6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
4	Стала Фарадея	F	$9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль
5	Газова стала	R	8,314 Дж/(моль·К)
6	Атомна одиниця маси	$a.o.m.$	$1,66 \cdot 10^{-26}$
7	Молярний об'єм	V_M^0	22,4 л/моль
8	Елементарний заряд	e	$1,60 \cdot 10^{-19}$ Кл
9	Маса електрона	m_e	$9,1 \cdot 10^{-31}$ кг

Таблиця 2 – Значення електронегативностей елементів (за Полінгом)

№ п/п	Елемент	ЭН	№ п/п	Елемент	ЭН
1.	Li	1.0	17.	Cl	3.0
2.	Be	1.5	18.	K	0.8
3.	B	2.0	19.	Ca	1.0
4.	C	2.5	20.	Sc	1.3
5.	N	3.0	21.	Ti	1.6
6.	O	3.5	22.	Ge	1.7
7.	F	4.0	23.	As	2.0
8.	Na	0.9	24.	Se	2.4
9.	Mg	1.2	25.	Br	2.8
10.	Al	1.8	26.	Pb	0.8
11.	P	2.1	27.	Sr	1.0
12.	S	2.5	28.	Y	1.3
13.	Zr	1.6	29.	J	2.6
14.	Sn	1.7	30.	Cs	0.7
15.	Sb	1.8	31.	Ba	0.9
16.	Te	2.1	32.	H	2.1

Таблиця 3 – Термодинамічні властивості деяких речовин

№ п/п	Речовина	ΔH_f° 298 кДж/моль	S° 298 кДж/моль	ΔG_f° 298 кДж/моль
1.	Al(к)	0	28.3	0
2.	Al ₂ O ₃ (к)	-1676.0	50.9	-1582.3
3.	Au ₂ O ₃ (к)	-13.0	134.3	78.7
4.	Ba(к)	0	67.0	0
5.	BaCO ₃ (к)	-1219.0	112.0	-1132.8
6.	BaO(к)	-558.1	70.3	-525.8
7.	BaO ₂ (к)	-629.7	65.7	-587.9
8.	Ba(OH) ₂ (к)	-950.0	124.0	-855.4
9.	BeO(к)	-598.2	14.1	-582.1
10.	C алмаз	1.8	2.4	2.83
11.	C графіт	0	5.7	0
12.	CO(г)	-110.5	197.5	-137.2
13.	CO ₂ (г)	-393.5	213.7	-394.4
14.	CH ₄ (г)	-74.8	186.2	-50.8
15.	C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
16.	C ₂ H ₄ (г)	52.3	219.4	68.1
17.	C ₃ H ₈ (г)	-103.8	269.9	-23.5
18.	C ₃ H ₆ O(р) (ацетон)	-248.3	200.0	-155.4
19.	C ₄ H ₁₀ (г)	-126.2	310.1	-17.2
20.	C ₅ H ₁₂ (г)	-146.4	349.0	-8.4
21.	C ₆ H ₁₄ (г)	-167.2	388.4	-0.3
22.	C ₆ H ₁₄ (р)	-198.8	295.9	-4.3
23.	C ₂ H ₅ OH(р)	-277.6	160.7	-174.8
24.	C ₆ H ₆ (р) (бензен)	49.0	173.3	124.4
25.	CaCO ₃ (к)	-1206.9	92.9	-1128.4
26.	CaO(к)	-635.5	39.7	-603.5
27.	CaO ₂ (к)	-651.7	43.1	-598.0
28.	Ca(OH) ₂ (к)	-986.6	76.1	-897.5
29.	CaSiO ₃ (к)	1636.0	81.9	-1550.8
30.	Cd(к)	0	51.8	0
31.	CdO(к)	-260.0	54.8	-229.3
32.	Cl ₂ (г)	0	222.9	0
33.	Cr ₂ O ₃ (к)	-1140.6	81.2	-1059.0
34.	Cs ₂ O(к)	-317.6	123.8	-274.5
35.	CsOH(к)	-406.7	93.3	-362.3
36.	Cu ₂ O(к)	-173.2	92.9	-150.5
37.	F ₂ (г)	0	202.9	0
38.	Fe(к)	0	27.2	0
39.	FeO(к)	-264.8	60.7	-244.3
40.	Fe ₂ O ₃ (к)	-822.2	87.4	-740.3
41.	Fe ₃ O ₄ (к)	-1117.1	146.2	-1014.2

№ п/п	Речовина	ΔH_f° 298 кДж/моль	S° 298 кДж/моль	ΔG_f° 298 кДж/моль
42.	H ₂ (г)	0	130.6	0
43.	HCl(г)	-91.8	186.8	-94.8
44.	HF(г)	-270.9	173.7	-272.8
45.	HBr(г)	-36.0	198.4	-51.2
46.	HJ(г)	25.9	206.4	1.8
47.	K(к)	0	71.4	0
48.	K ₂ O(к)	363.2	94.1	-322.1
49.	KOH(к)	-425.8	79.3	-380.2
50.	KCl(к)	-435.9	82.6	-408.0
51.	KClO ₃ (к)	-391.2	142.9	-289.9
52.	KMnO ₄ (к)	828.9	171.5	729.1
53.	K ₂ MnO ₄ (к)	-198.3	165.2	-169.3
54.	Li ₂ O(к)	-595.8	37.9	-562.1
55.	LiOH(к)	-487.8	42.8	-442.2
56.	MgO(к)	-601.8	26.9	-569.6
57.	MgCO ₃ (к)	-1096.2	65.7	-1029.3
58.	MnO(к)	-385.1	61.5	-363.3
59.	MnO ₂ (к)	-519.2	53.8	-467.1
60.	N ₂ (г)	0	199.9	0
61.	N ₂ O(г)	82.0	219.8	104.1
62.	N ₂ H ₄ (р)	28.6	62.3	42.6
63.	NH ₄ ClO ₄ (к)	-295.9	4.3	-88.8
64.	NH ₃ (г)	-46.2	192.6	-16.7
65.	NH ₄ Cl(к)	-314.2	95.8	-203.2
66.	(NH ₄)NO ₃ (к)	-365,4	151,0	-183,9
67.	(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (к)	-1799.1	732.4	
68.	Na ₂ O(к)	-416.0	75.3	-377.1
69.	NaOH(к)	-470	48.1	-419.2
70.	NO(г)	90.4	210.6	86.6
71.	NO ₂ (г)	34,2	240	52.3
72.	Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518	113.8	-1427.7
73.	NaCl(к)	-411.1	72.1	-384.0
74.	O ₂ (г)	0	205.0	0
75.	O ₃ (г)	142.3	238.8	162.7
76.	H ₂ O(г)	-241.8	188.7	-228.6
77.	H ₂ O(р)	-285.8	70.1	-237.2
78.	H ₂ O(к)	-291.8	39.3	-278.7
79.	H ₂ O ₂ (р)	-187.8	109.5	-120.4
80.	Hg(р)	0	75.9	0
81.	P ₄ (г)	58.9	279.9	24.5
82.	PCl ₃ (г)	-287.0	311.7	-260.5
83.	PCl ₅ (г)	-366.0	364.5	-305.4

№ п/п	Речовина	ΔH_f° 298 кДж/моль	S° 298 кДж/моль	ΔG_f° 298 кДж/моль
84.	H₃PO₄(к)	-1279.0	110.5	-1119.1
85.	PbO(к)	-219.3	66.2	-189.1
86.	PbO₂(к)	-276.6	74.9	-218.3
87.	PtO₂(к)	-134	69.1	-84
88.	S(монокл.)	0.38	32.6	0.19
89.	S(ромб)	0	31.9	0
90.	SO₂(г)	-296.9	248.1	-300.2
91.	SO₃(г)	-396.1	256.4	-370.0
92.	H₂S(г)	-21	205.7	-33.8
93.	H₂SO₄(р)	-814.2	156.9	-690.3
94.	SiO₂(к)	-908.3	42.7	-854.2
95.	Sn(к.,біле)	0	51.6	0
96.	Sn(к.,сіре)	-21	44.2	-0.13
97.	Ti(к)	0	30.6	0
98.	TiO₂(к)	-943.9	50.3	-888.6
99.	TiCl₄(г)	-763.2	352.2	-726.1
100.	TiCl₄(к)	-804.2	252.4	-737.4
101.	WO₂(к)	-589.6	50.6	-533.9
102.	WO₃(к)	-842.7	75.9	-763.9
103.	Zn(к)	0	41.6	0

Таблиця 4 – Класифікація електролітів за їх силою (значення $K_{\text{дис}}$ першого ступеня у водних розчинах при 298К)

№ п/п	Сполука	$K_{\text{дис}}$	Тип електроліту
1.	H_2O	$1.8 \cdot 10^{-16}$	Дуже слабкі
2.	H_3BO_3	$5.8 \cdot 10^{-9}$	—//—
3.	H_4SiO_4	$2.0 \cdot 10^{-10}$	—//—
4.	HBrO	$2.1 \cdot 10^{-9}$	—//—
5.	HClO	$3.2 \cdot 10^{-8}$	—//—
6.	NH_4OH	$1.8 \cdot 10^{-5}$	Слабкі
7.	CH_3COOH	$1.7 \cdot 10^{-5}$	—//—
8.	Pb(OH)_2	$9.5 \cdot 10^{-4}$	—//—
9.	HNO_2	$4.0 \cdot 10^{-4}$	—//—
10.	H_2CO_3	$1.3 \cdot 10^{-4}$	—//—
11.	AgOH	$5.0 \cdot 10^{-3}$	—//—
12.	H_2SO_3	$1.3 \cdot 10^{-2}$	—//—
13.	LiOH	$6.8 \cdot 10^{-1}$	Сильні
14.	HBrO_3	$2.0 \cdot 10^{-1}$	—//—
15.	HJO_3	$1.7 \cdot 10^{-1}$	—//—
16.	NaOH	5.9	Дуже сильні
17.	HNO_3	$4.4 \cdot 10^1$	—//—
18.	HMnO_4	$2.0 \cdot 10^2$	—//—
19.	H_2SO_4	$1.0 \cdot 10^3$	—//—
20.	HClO_4	$1.0 \cdot 10^{10}$	—//—

Таблиця 5 – Добутки розчинності деяких сполук у воді при 298К

№ п/п	Сполука	ДР	№ п/п	Сполука	ДР
1.	AgBr	$5.3 \cdot 10^{-13}$	17.	CuCN	$3.2 \cdot 10^{-20}$
2.	AgCl	$1.8 \cdot 10^{-10}$	18.	CuCl	$1.2 \cdot 10^{-6}$
3.	Ag₂CrO₄	$1.1 \cdot 10^{-12}$	19.	CuJ	$1.1 \cdot 10^{-12}$
4.	AgJ	$8.3 \cdot 10^{-17}$	20.	Cu(OH)₂	$2.2 \cdot 10^{-20}$
5.	Ag₃PO₄	$1.3 \cdot 10^{-20}$	21.	CdS	$7.9 \cdot 10^{-23}$
6.	Ag₂S	$2.0 \cdot 10^{-50}$	22.	CaF₂	$4.0 \cdot 10^{-10}$
7.	AlPO₄	$5.7 \cdot 10^{-19}$	23.	Fe(OH)₂	$8.0 \cdot 10^{-16}$
8.	BaCO₃	$4.0 \cdot 10^{-10}$	24.	Fe(OH)₃	$6.3 \cdot 10^{-38}$
9.	BaSO₄	$1.1 \cdot 10^{-10}$	25.	FeS	$5.0 \cdot 10^{-18}$
10.	Bi₂S₂	$1.0 \cdot 10^{-97}$	26.	HgS	$1.6 \cdot 10^{-52}$
11.	CaCO₃	$4.8 \cdot 10^{-9}$	27.	Mg(OH)₂	$6.0 \cdot 10^{-10}$
12.	CaSO₄	$2.5 \cdot 10^{-5}$	28.	Mg₃(PO₄)₂	$1.0 \cdot 10^{-13}$
13.	NiS	$1.1 \cdot 10^{-24}$	29.	Sb₂S₃	$1.6 \cdot 10^{-93}$
14.	PbCO₃	$7.5 \cdot 10^{-14}$	30.	SrSO₄	$3.2 \cdot 10^{-4}$
15.	PbCl₂	$1.6 \cdot 10^{-5}$	31.	Zn(CN)₂	$2.6 \cdot 10^{-13}$
16.	PbCrO₄	$1.8 \cdot 10^{-14}$	32.	Zn(OH)₂	$1.2 \cdot 10^{-17}$
17.	PbS	$2.5 \cdot 10^{-27}$	33.	ZnS	$1.6 \cdot 10^{-24}$
18.	PbSO₄	$1.6 \cdot 10^{-8}$	34.	CrPO₄	$1.0 \cdot 10^{-17}$

Таблиця 6 – Стандартні електродні потенціали

№ п/п	Електрод	E ⁰ , В	№ п/п	Електрод	E ⁰ , В
1.	Eu²⁺/Eu	-3.95	20.	Fe²⁺/Fe	-0.44
2.	Li⁺/Li	-3.04	21.	Cd²⁺/Cd	-0.40
3.	K⁺/K	-2.92	22.	Co²⁺/Co	-0.28
4.	Cs⁺/Cs	-2.92	23.	Ni²⁺/Ni	-0.25
5.	Rb⁺/Rb	-2.92	24.	Sn²⁺/Sn	-0.14
6.	Ba²⁺/Ba	-2.90	25.	Pb²⁺/Pb	-0.13
7.	Sr²⁺/Sr	-2.89	26.	Fe³⁺/Fe	-0.04
8.	Ca²⁺/Ca	-2.87	27.	2H⁺/H₂	0.00
9.	Na⁺/Na	-2.71	28.	Sn⁴⁺/Sn	0.01
10.	La³⁺/La	-2.46	29.	Cu²⁺/Cu	0.34
11.	Mg²⁺/Mg	-2.30	30.	Cu⁺/Cu	0.52
12.	Al³⁺/Al	-1.66	31.	Fe³⁺/Fe²⁺	0.77
13.	Ti²⁺/Ti	-1.63	32.	Hg₂²⁺/2Hg	0.78
14.	Ti³⁺/Ti	-1.23	33.	Hg²⁺/Hg	0.85
15.	Mn²⁺/Mn	-1.18	34.	Ag⁺/Ag	0.80
16.	V²⁺/V	-1.18	35.	V³⁺/V	1.17
17.	Mo³⁺/Mo	-1.10	36.	Pt²⁺/Pt	1.19
18.	Zn²⁺/Zn	-0.76	37.	Au³⁺/Au	1.50
19.	Cr³⁺/Cr	-0.74	38.	Au⁺/Au	1.69

Таблиця 7 – Розчинність електролітів у воді

Аніони	Катіони																					
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Ni ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	-	P	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	H	P	P	H	-	P	H	P	-	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	-	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	-	P	P	-	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	H	-	H	H	H	-	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	-	-	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	P	P	P	H	-	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	H	-	H	H
SiO ₃ ²⁻	P	P	P	-	-	H	H	H	H	H	H	-	H	-	H	-	-	H	H	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	M	M	M	H	H	-	-	H	H	P	H	P	-	-	-
PO ₄ ³⁻	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH ⁻	P	P	P	P	H	-	H	M	M	P	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

P – розчинна речовина, M – малорозчинна речовина,

H – практично нерозчинна речовина, – речовина не існує або розкладається водою

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H_1^1 водень	Періодична система елементів Д.І. Менделєєва						He_2^4 гелій		
2	$\text{Li}_3^{6.9}$ літій	Be_4^9 берилій	$\text{B}_5^{10.8}$ бор	C_6^{12} карбон	N_7^{14} нітроген	O_8^{16} оксиген	F_9^{19} фтор	Ne_{10}^{20} не- он		
3	Na_{11}^{23} натрій	Mg_{12}^{24} магній	Al_{13}^{27} алюміній	Si_{14}^{28} силіцій	P_{15}^{31} фосфор	S_{16}^{32} сірка	$\text{Cl}_{17}^{35.5}$ хлор	Ar_{18}^{40} аргон		
4	K_{19}^{39} калій	Ca_{20}^{40} кальцій	Sc_{21}^{45} скандій	Ti_{22}^{48} титан	V_{23}^{51} ванадій	Cr_{24}^{52} хром	Mn_{25}^{55} манган	Fe_{26}^{56} залізо	Co_{27}^{59} кобальт	Ni_{28}^{59} нікель
	Cu_{29}^{64} мідь	Zn_{30}^{65} цинк	Ga_{31}^{70} галій	Ge_{32}^{73} германій	As_{33}^{75} миш'як	Se_{34}^{79} селен	Br_{35}^{80} бром	Kr_{36}^{84} кри- птон		
5	Rb_{37}^{85} рубідій	Sr_{38}^{88} стронцій	Y_{39}^{90} ітрій	Zr_{40}^{91} цирконій	Nb_{41}^{93} ніобій	Mo_{42}^{96} молібден	Tc_{43}^{99} технецій	Ru_{44}^{101} ру- теній	Rh_{45}^{103} родій	Pd_{46}^{106} паладій
	Ag_{47}^{108} срібло	Cd_{48}^{112} кадмій	In_{49}^{115} індій	Sn_{50}^{119} олово	Sb_{51}^{122} сурма	Te_{52}^{128} телур	I_{53}^{127} йод	Xe_{54}^{131} ксенон		
6	Cs_{55}^{133} цезій	Ba_{56}^{137} барій	La_{57}^{139} *лантан	Hf_{72}^{178} гафній	Ta_{73}^{181} тан- тал	W_{74}^{184} вольфрам	Re_{75}^{186} Реній	Os_{76}^{190} осмій	Ir_{77}^{192} іридій	Pt_{78}^{195} платина
	Au_{79}^{197} золото	Hg_{80}^{201} ртуть	Tl_{81}^{204} талій	Pb_{82}^{204} свинець	Bi_{83}^{209} вісмут	Po_{84}^{209} полоній	At_{85}^{210} астат	Rn_{86}^{222} ра- дон		
7	Fr_{87}^{223} францій	Ra_{88}^{226} радій	Ac_{89}^{227} **актиній	Db_{104}^{260} дубній	Jl_{105}^{260} джо- ліотій	Rf_{106}^{263} резерфор- дій				

*Ланта- ноїди	Pr_{59}^{141} празео- дим	Nd_{60}^{144} неодим	Pm_{61}^{145} проме- тій	Sm_{62}^{150} сама-рій	Eu_{63}^{152} євро-пій	Gd_{64}^{157} гадоліній	Tb_{65}^{159} тербій	Dy_{66}^{163} диспро- зій	Ho_{67}^{165} голь-мій	Er_{68}^{167} ербій	Tm_{69}^{169} тулій	Yb_{70}^{173} іттер-бій	Lu_{71}^{175} люте-цій	Ce_{58}^{140} церій
**Актин- оїди	Th_{90}^{232} торій	Pa_{91}^{231} протак- тиній	U_{92}^{238} уран	Np_{93}^{237} нептуній	Pu_{94}^{244} плуто- ній	Am_{95}^{243} амери- цій	Cm_{96}^{247} кюрій	Bk_{97}^{247} берклій	Cf_{98}^{251} каліфор- ній	Es_{99}^{254} енштейн- ній	Fm_{100}^{257} фермій	Md_{101}^{258} менде- лєєвій	No_{102}^{259} нобе-лій	Lr_{103}^{260} лоуре- нцій

План характеристики хімічного елемента

(за його положенням у Періодичній системі та будовою атома)

I. Назва елемента, його символ, відносна атомна маса.

II. Положення у Періодичній системі:

- порядковий номер;
- номер періоду;
- номер групи, підгрупа.

III. Будова атома:

- заряд ядра та його склад(кількість протонів і нейтронів);
- кількість електронів;
- кількість електронних шарів і розподіл у них електронів;
- електронна формула(конфігурація) та схема будови атома;
- будова зовнішнього електронного шару, його завершеність, кількість спарених і неспарених електронів.

IV. Характер хімічного елемента:

- s-, p-, d- чи f-елемент;
- металічний чи неметалічний елемент

V. Проста речовина (метал чи неметал):

- формула;

VI. Вищий оксид:

- формула;
- валентність елемента в ньому;
- місце у класифікації (характер);

VII. Гідрат вищого оксиду :

- формула;
- валентність елемента в ньому;
- місце у класифікації (характер);

VIII. Сполука Гідрогену і валентність елемента в ній.

ІХ. Порівняння металічних або неметалічних властивостей із властивостями елементів, що стоять поряд у періоді та групі.

Х. Хімічні властивості простих та складних речовин (максимальна кількість можливих).

ЛІТЕРАТУРА

1. Загальна та неорганічна хімія: конспект лекцій/ Укладачі: Ю. К. Гапон, Є. Д. Слепужніков, М. А. Чиркіна. – Х.: НУЦЗУ, 2023. – 199 с.
2. Кіреєв О.О. Хімія у сфері цивільного захисту: Підручник для здобувачів вищої освіти /О.О. Кіреєв, Ю.К. Гапон, М.А. Чиркіна, О.В. Христич, В.В. Дейнека. – Харків: НУЦЗУ, 2021. – 380 с.
3. Хімія: методичні вказівки для самостійної роботи. Для здобувачів вищої освіти, які навчаються на першому (бакалаврському) рівні за заочною (дистанційною) формою навчання / Укладачі: О. О. Кіреєв, Ю. К. Гапон, М. А. Чиркіна, О. В. Христич. – Х.: НУЦЗУ, 2021. – 74 с.
4. Загальна та неорганічна хімія: навч. посіб. / В.Г. Гречанюк, Т.В. Вітовецька, В.Ю. Апанасенко. – Київ: КНУБА, 2024. –128 с.
5. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключова ; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. – 3-тє вид. – Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
6. Хімія елементів: авторський курс / М.М. Волобуєв, М.В. Ведь. – Харків: НТУ «ХПІ», 2019.-200 с.