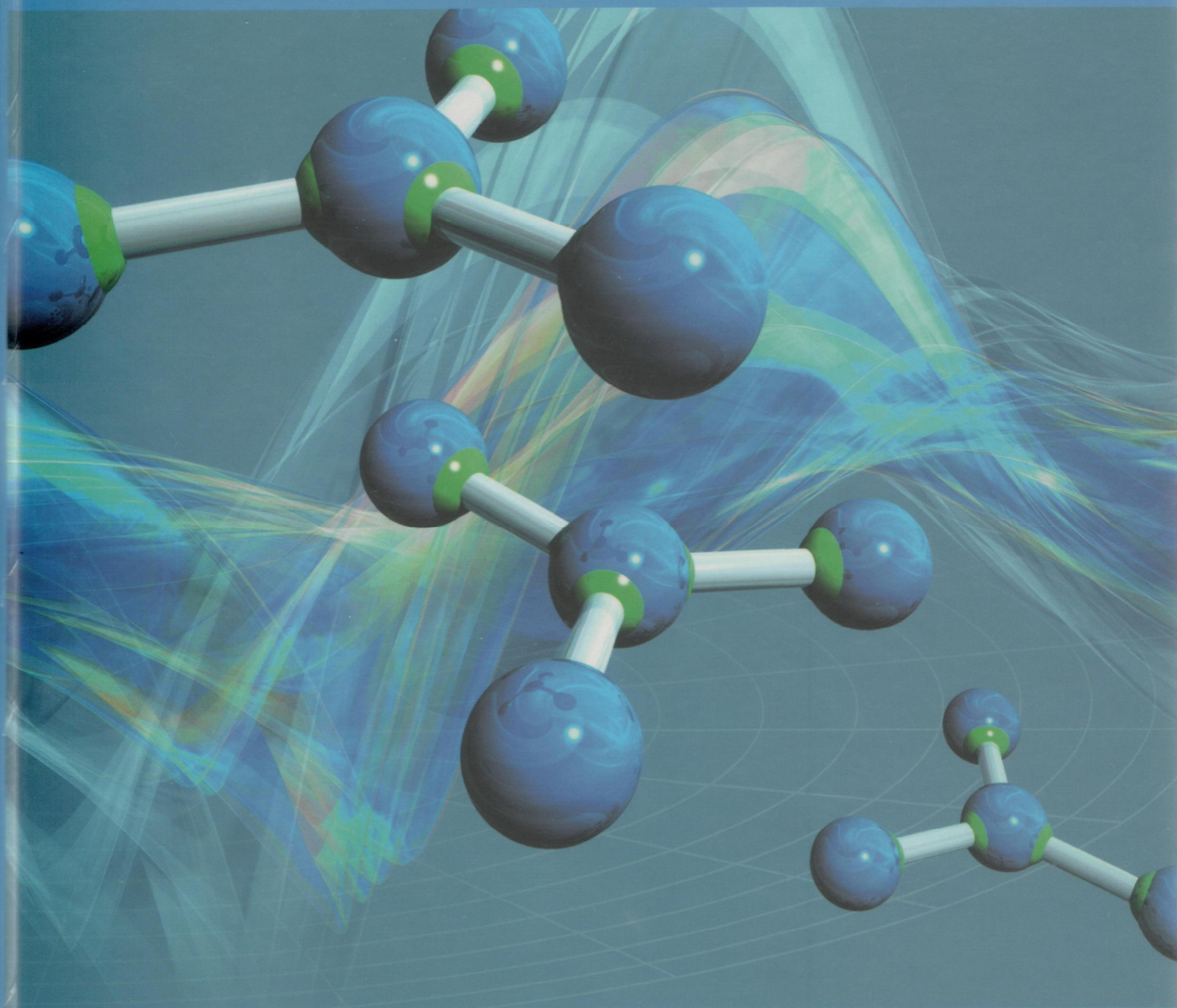


Костік В.В., Софронков О.Н.

Збірник задач із загальної хімії

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК



Одеса
ТЕС
2018

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Костік В.В., Софронков О.Н.

Збірник задач із загальної хімії

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

Затверджено Вченою радою Одеського державного екологічного університету Міністерства освіти і науки України як навчальний посібник для всіх форм навчання за нехімічними напрямками і спеціальностями вузів: 103 «Науки про Землю», 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища», 207 «Водні біоресурси та аквакультура», протокол № 7 від 29.06.2017 р.

Одеса
ТЕС
2018

**УДК 546
К72**

Друкується за рішенням Вченої ради Одеського державного екологічного університету протокол № 9 від 26.10.2017 р.

Рецензенти:

Кокшарова Т.В., д.х.н., професор кафедри неорганічної хімії ОНУ ім. І.І. Мечнікова.

Гриб О.М., к.геогр.н., доцент кафедри гідроекології та водних досліджень ОДЕКУ

К72 Костік, Володимир Вікторович

Збірник задач із загальної хімії: Навчальний посібник. / В.В. Костік, О.Н. Софронков; Одеський державний екологічний університет. – Одеса: ТЕС, 2018 – 262 с.
ISBN 978-617-7337-81-1

Навчальний посібник «Збірник задач із загальної хімії» – це інтегроване видання для проведення практичних занять і самостійної роботи студентів (рівень вищої освіти – бакалавр), всіх форм навчання за нехімічними напрямками і спеціальностями вузів: 103 «Науки про Землю», 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища», 207 «Водні біоресурси та аквакультура».

УДК 546

ISBN 978-617-7337-81-1

© Костік В.В., Софронков О.Н., 2018

© Одеський державний екологічний університет, 2018

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	5
1. ВСТУП. МЕТОДИКА РОЗВ'ЯЗАННЯ ХІМІЧНИХ ЗАДАЧ	7
1.1. АЛГОРИТМИ РОЗВ'ЯЗАННЯ ХІМІЧНИХ ЗАДАЧ	7
1.2. ЩОДО МАТЕМАТИЧНИХ РОЗРАХУНКІВ	10
2. ПОЧАТКОВІ ЗНАННЯ З ХІМІЇ	15
2.1. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК	15
2.1.1. Прості речовини	15
2.1.2. Метали	15
2.1.3. Неметали	15
2.2. СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ І ЇХ ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ	16
2.2.1. Оксиди	16
2.2.2. Кислоти	17
2.2.3. Основи	18
2.2.4. Солі	19
2.3. НОМЕНКЛАТУРА СКЛАДНИХ СПОЛУК	20
2.3.1. Номенклатура оксидів	20
2.3.2. Номенклатура основ	21
2.3.3. Номенклатура кислот	21
2.3.4. Номенклатура солей	22
3. Тема I: СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ	25
3.1. ЕКВІВАЛЕНТ ПРОСТИХ І СКЛАДНИХ РЕЧОВИН	25
3.2. ОСНОВНІ ГАЗОВІ ЗАКони	33
3.2.1. Парціальний тиск газів	36
3.2.2. Об'ємний вміст газу в газовій суміші	36
3.3. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ І РІВНЯННЯМИ	41
3.3.1. Визначення молекулярної маси речовини	41
3.3.2. Визначення формули речовини	45
3.3.3. Рівняння хімічних реакцій	46
4. Тема II: БУДОВА АТОМА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК	53
4.1. ЕЛЕКТРОННА СТРУКТУРА АТОМІВ	53
4.2. ХІМІЧНІ ЗВ'ЯЗКИ	59
4.2.1. Ковалентний зв'язок	60
4.2.2. Іонний зв'язок	65
4.2.3. Водневий зв'язок	66
4.3. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ	67
4.4. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ	69
4.4.1. Склад комплексного іона	69
4.4.2. Номенклатура координаційних сполук	72
4.4.3. Рівновага у розчинах комплексних сполук	74

5. Тема III: ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	78
5.1. ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ	78
5.1.1. Ентальпія хімічної реакції	79
5.1.2. Ентропія хімічної реакції	82
5.1.3. Енергія Гіббса	84
5.2. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	88
5.2.1. Вплив концентрації на швидкість реакцій	90
5.2.2. Вплив температури на швидкість реакцій	92
5.2.3. Вплив каталізаторів на швидкість реакцій	94
5.3. ХІМІЧНА ДИНАМІЧНА РІВНОВАГА	97
6. Тема IV: РОЗЧИНИ	105
6.1. КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ	105
6.1.1. Розчинність	109
6.2. ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ	113
6.2.1. Тонометричний закон Рауля	114
6.2.2. Кріоскопічний закон Рауля	114
6.2.3. Ебуліоскопічний закон Рауля	115
6.2.4. Закон Вант-Гоффа	116
6.3. КОНСТАНТА І СТУПІНЬ ДИСОЦІАЦІЇ	118
6.3.1. Сильні електроліти. Активність іонів	126
6.3.2. Іонний добуток води	128
6.4. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	133
7. ТЕМА V: ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ	142
7.1. ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	142
7.1.1. Ступінь окислення. Окисники. Відновники.	142
7.1.2. Типи ОВР. Складання рівнянь ОВР	146
7.2. ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОЇ ЕНЕРГІЇ	154
7.2.1. Електрорушійна сила гальванічного елемента	156
7.3. ЕЛЕКТРОЛІЗ	162
7.4. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ	171
7.4.1. Хімічна корозія	171
7.4.2. Електрохімічна корозія	173
8. Тема VI: КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ	180
8.1. ДИСПЕРСНІСТЬ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ	182
8.2. БУДОВА МІЦЕЛИ	184
8.3. СТІЙКІСТЬ І КОАГУЛЯЦІЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ	192
КОРОТКИЙ СЛОВНИК ТЕРМІНІВ	202
Авторський покажчик	241
Предметний покажчик	241
ДОДАТКИ	245
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ	261

ПЕРЕДМОВА

Навчальний посібник «Збірник задач із загальної хімії» є інтегроване видання для проведення практичних занять і самостійної роботи студентів (рівень вищої освіти – бакалавр), всіх форм навчання за нехімічними напрямками і спеціальностями вузів: 103 «Науки про Землю», 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища», 207 «Водні біоресурси та аквакультура».

Автори ставили собі за мету зробити хімію доступною всім, прагнучи викласти підходи до вирішення хімічних розрахункових завдань, в обсязі курсу загальної хімії, максимально ясною й доступною мовою, з використанням адекватного математичного апарату. При цьому автори прагнули викласти загальну хімію не як набір хімічних формул і рівнянь, а як логічну науку, знання якої потребує не стільки пам'яті, скільки розмірковувань. Відмінною особливістю викладення матеріалу є постійне зіставлення близьких за зовнішніми проявами хімічних явищ з різних розділів курсу хімії. Деякі найбільш важливі положення розглядаються з різних точок зору і наводяться в різних темах посібника. Такий підхід, на думку авторів, спрощує розуміння і запам'ятовування матеріалу, що викладається. Поряд з систематичним викладенням основних базових хімічних понять і методів у посібнику широко представлена загальна методологія використання хімічного інструментарію і хімічних моделей в інженерії. Ілюстративний матеріал у вигляді рисунків, графіків, таблиць і схем істотно полегшує загальне розуміння й сприйняття навчального матеріалу.

У вступі пропонується загальний план вирішення хімічних завдань і приклади зразкового оформлення рішення, а також деякі рекомендації щодо особливостей математичних розрахунків в хімії. Особливістю навчального посібника є наявність списку використаних в ньому позначень і короткого словника термінів, які широко застосовуються в хімії. У словнику наводяться короткі тлумачення основних понять, термінів, формулювань законів і т.п., по можливості без використання будь-яких формул. Наведені тлумачення, як правило, не повторюють дослівно, а швидше доповнюють наведені в тексті посібника визначення. Нотатки словника представлені в алфавітному порядку.

З метою наближення теорії до повсякденного життя, в навчальному посібнику наведено приклади, які можуть викликати інтерес студента. Важливою особливістю посібника є поєднання фундаментальності і профілізації, що проявилось у виборі пріоритетів і в прикладах застосування хімії в гідрології,

метеорології, ґрунтознавстві, біології, екології тощо. Ступінь висвітлення практичних питань, їх актуальність є головною відмінною рисою цього навчального посібника. Саме це дозволяє рекомендувати посібник найширшій аудиторії. Видання може бути використане студентами вузів і технікумів, учнями ліцеїв і коледжів, а також абітурієнтами, які готуються вступити до вищих навчальних закладів. Самостійне написання рівнянь реакцій, розв'язання задач і виконання вправ з основних тем курсу загальної хімії дозволяють студентам глибше зрозуміти і закріпити теоретичний матеріал курсу. Оскільки виконання практичних завдань припадає в основному на позааудиторні заняття, кожна окрема тема посібника містить короткий виклад основних теоретичних положень, а також приклади виконання типових завдань. Завдання і вправи з усіх тем курсу розташовані в порядку зростання їх складності і, як правило, супроводжуються відповідями. Структура викладення посібника зручна для підготовки до тестування при блочно-модульному контролі знань, а також для оцінки залишкових знань студентів. Наводяться завдання для самоконтролю – самостійної роботи студента (СРС).

Іншою особливістю посібника є те, що в Додатках наведена достатньо велика кількість довідкового матеріалу, який може використовуватись в якості довідника при вирішенні завдань, виконанні лабораторних робіт і вивченні теоретичного матеріалу.

Цей навчальний посібник відповідає навчальній Програмі з дисципліни Хімія для природничо-наукових напрямків бакалаврата із загальною трудомісткістю 150-300 годин. Структура навчального посібника визначається рекомендованим обсягом практичних занять з хімії для нехімічних спеціальностей вузів. Як наслідок – поділ викладеного матеріалу на окремі теми і можливий короткий повтор деяких викладених раніше матеріалів. Розподіл матеріалу за темами обрано з урахуванням досвіду викладання курсу загальної хімії.

В цьому виданні максимально можливо враховані рекомендації Міжнародного союзу теоретичної і прикладної хімії, Міжнародної комісії по висвітленню та XI Генеральної конференції з мір та ваг з питань термінології, системи одиниць і позначень. Разом з тим в окремих випадках наводяться і застарілі, але все ще широко застосовні в прикладній хімії одиниці, терміни і позначення.

1. ВСТУП. МЕТОДИКА РОЗВ'ЯЗАННЯ ХІМІЧНИХ ЗАДАЧ

Хімія належить до наук, успішне розуміння і засвоєння яких неможливо без практичних занять. Розв'язання задач сприяє кращому засвоєнню теоретичних знань з хімії. Розвинути вміння розв'язувати хімічні задачі можна тільки одним шляхом – постійно, систематично виконуючи практичні завдання. Цього можна досягти раціонально використовуючи час, передбачений для самостійної роботи студента (СРС).

Особливість вирішення хімічних розрахункових завдань полягає в необхідності оперувати двома видами формул – хімічними і математичними.

1.1. АЛГОРИТМИ РОЗВ'ЯЗАННЯ ХІМІЧНИХ ЗАДАЧ

Загалом, алгоритм – це зрозумілий і точний припис студенту здійснити кінцеву послідовність етапів, яка приведе від умови розрахункової задачі до шуканого результату. Розробити єдиний алгоритм рішення будь-якого типу розрахункового хімічного завдання практично неможливо. Ось кілька порад, які, ми дуже сподіваємося, допоможуть вам при оволодінні практичними знаннями з хімії.

1. Уважно ознайомтеся з умовами завдання: визначте, з якими величинами слід проводити обчислення; позначте їх символами (буквами), які зазвичай використовують у хімії (див. Табл. 1.1.); приведіть їх до єдиної системи одиниць вимірювання; встановіть, яка величина є шуканою. Запишіть зміст завдання у вигляді коротких умов.
2. Якщо в умовах задачі йдеться про взаємодію речовин, неодмінно запишіть рівняння хімічної реакції (або реакцій) і визначте стехіометричні коефіцієнти.
3. Розбийте свої дії на етапи, почавши з питання задачі і з'ясування закономірностей, за допомогою яких можна визначити шукану величину на останньому етапі розрахунків. Якщо у вихідних даних не вистачає якихось величин, подумайте, як їх можна обчислити, тобто визначте попередні етапи розрахунків. Таких етапів може бути кілька.
4. Запишіть необхідні формули для розрахунків, замініть символи числовими значеннями величин, ще раз перевіривши їх розмірності (див. Додатки) і зробіть розрахунки.

І ще одна порада. Приступаючи до практичних занять з хімії важливо навчитися користуватися таблицею Менделєєва – це

найдоступніший довідник, в якому можна знайти відомості про властивості елементів і складних речовин, що утворюються за їх участю. Знання періодичного закону елементів допоможе правильно написати формули речовин і рівнянь хімічних реакцій між ними.

Таблиця 1.1.

Деякі фізичні величини та символи, якими їх зазвичай позначають, при вирішенні хімічних розрахункових завдань

Найменування величини	СИМВОЛ	Одиниці вимірювання	Математичні формули для розрахунків
Число Авогадро	N_A	моль ⁻¹	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$
Кількість атомів, молекул ...	N_o	од. (одиниць)	$N_o = m/m_o$; $N_o = (m/M)N_A$
Маса речовини	m	мг; г; кг	$m = (N_o/N_A)M$; $m = nM$; $m = (V/V_m)M$; $m = C M V$
Маса частинки	m_o	мг; г; кг	$m_o = m/N_o$
Відносна атомна маса	A_r	б/розмірна	$A_r(E) = m_a(E)/[(1/12)m_a(C)]$
Відносна молекулярна маса	M_r	б/розмірна	$M_r(H_2O) = 2A_r(H) + A_r(O)$
Кількість речовини	n	моль	$n = N_o/N_A$; $n = V/V_m$; $n = m/M$
Молярна маса	M	г/моль, кг/моль	$M = m/n$; $M = Dn \cdot M_{H_2}$
Об'єм речовини	V	мл, л, м ³	$V = nV_m$; $V = m/\rho$
Молярний об'єм	V_m	л/моль, м ³ /моль	$V_m = V/n$; $V_m = M/\rho$
Масова частка речовини в розчині або суміші	ω	б/розмірна або в %	$\omega = m_1/(m_1 + m_2 + \dots + m_n)$
Об'ємна частка газу в суміші	φ	б/розмірна або в %	$\varphi = V_{газу}/V_{суміші газів}$
Густина речовини	ρ	г/мл, г/см ³ , кг/м ³	$\rho = m/V$; $\rho = M/V_m$
Відносна густина газу	D	б/розмірна	$D_{повіт} = M_r/29$; $D_{O_2} = M_r/32$
Концентрація розчину	C	моль/л; г/л	$C = n/V$; $C = m/MV$; $C = m/V$

Розглянемо на прикладі поетапний хід розмірковувань при вирішенні хімічного розрахункового завдання.

Приклад 1. Відомо, що перевищення об'ємної частки сірчистого газу в атмосферному повітрі більше за 0,0001 % викликає у людини симптоми ларингіту – запалення слизової оболонки гортані. Визначте концентрацію (г/л) сірчистого газу в повітрі, яка згубно впливає на людський організм.

Розв'язання. Аналізуючи умови цієї задачі можна виділити наступні етапи її розв'язання:

- 1) необхідно встановити концентрацію (C) сірчистого газу (SO₂) в його суміші з повітрям:

$$C = m_{газу} / V_{суміші газів}$$

Отже, необхідно знайти масу сірчистого газу (m_{SO_2}) і об'єм суміші ($V_{\text{сум.г.}}$).

Оскільки об'єм сірчистого газу в суміші незначний (всього 0,0001%), то в наших розрахунках ним можна знехтувати і взяти:

$$V_{\text{сум.г.}} = V_{\text{повітря}} = 1 \text{ л};$$

2) величину маси сірчистого газу (m_{SO_2}) можна обчислити, знаючи кількість газу (n) і його молекулярну масу (M_{SO_2}), тобто:

$$m_{SO_2} = n M_{SO_2},$$

де $M_{SO_2} = A_S + 2 \times A_O = 32 + 2 \times 16 = 64 \text{ г/моль}$;

3) для визначення кількості сірчистого газу скористаємось відомою нам з умови задачі величиною об'ємної частки (φ_{SO_2}) його в суміші з повітрям:

$$\varphi_{SO_2} = V_{SO_2} \times 100\% / V_{\text{пов.}},$$

звідки знаходимо:

$$V_{SO_2} = \varphi_{SO_2} \times V_{\text{пов.}} / 100\% = 1 \times 10^{-4}\% \times 1 \text{ л} / 100\% = 1 \times 10^{-6} \text{ л},$$

тоді число моль сірчистого газу складе –

$$n = V_{SO_2} / V_m = 1 \times 10^{-6} \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 4,46 \times 10^{-8} \text{ моль}$$

величину, якого використовуємо для знаходження маси сірчистого газу:

$$m_{SO_2} = 4,46 \times 10^{-8} \text{ моль} \times 64 \text{ г/моль} = 2,86 \times 10^{-6} \text{ г};$$

4) після того як визначені всі необхідні величини можна розрахувати шукане значення концентрації сірчистого газу в атмосферному повітрі, яке згубно впливає на організм людини:

$$C_{SO_2} = 2,86 \times 10^{-6} \text{ г} / 1 \text{ л} = 2,86 \times 10^{-6} \text{ г/л}.$$

Приклад оформлення розрахункового завдання:

Дано:

$$\varphi_{SO_2} = 0,0001\%$$

Знайти:

$$C \text{ (г/л)} = ?$$

Розв'язання:

Об'єднання формул, використаних в ході аналізу розрахункового завдання (див. пп 1-4), дає вираз для розрахунку шуканої величини:

$$C = \frac{m_{SO_2}}{V_{\text{пов.}}} = \frac{\varphi_{SO_2} (\%) \times M_{SO_2} (\text{г/моль})}{V_m (\text{л/моль}) \times 100\%} =$$

$$= \frac{1 \times 10^{-4} \times 64}{22,4 \times 100} = 2,86 \times 10^{-6} \text{ г/л}.$$

Відповідь: Згубною для людини є концентрація сірчистого газу в атмосферному повітрі, що перевищує $2,86 \times 10^{-6} \text{ г/л}$.

1.2. ЩОДО МАТЕМАТИЧНИХ РОЗРАХУНКІВ

Обчислення відіграють провідну роль у сучасній хімії.

Результати розрахунків повинні визначатися точністю значень величин, що використовуються в розрахунках. Для цього необхідне урахування похибки їх вимірювань. Однак при виконанні наближених розрахунків (які зазвичай виконують на практичних заняттях) можна проводити обчислення без спеціального врахування похибки вимірювань.

В основу наближених розрахунків без спеціального обліку теорії похибки покладено правило округлення, а саме: остання цифра наближеного числа виходить в результаті відкидання наступних за нею недостовірних цифр.

Причому, якщо відкидається цифра менша від п'яти, то останню цифру наближеного числа записують без зміни, а якщо вона більша або дорівнює п'яти, то до останньої цифри наближеного числа додають одиницю того ж розряду:

$$Q = 215,5949 \text{ кДж} = 215,59 \text{ кДж.}$$

$$Q = 243,3768 \text{ кДж} = 243,38 \text{ кДж};$$

При такому округленні число, що характеризує наближене значення величини, складається з вірних цифр, а цифра нижчого розряду цього числа (остання в запису) має точність ± 1 того ж розряду. Наприклад, запис

$$\rho = 1,24 \text{ кг/м}^3 \text{ означає } \rho = 1,24 \pm 0,01 \text{ кг/м}^3,$$

а запис

$$\rho = 1,240 \text{ кг/м}^3 \text{ означає } \rho = 1,240 \pm 0,001 \text{ кг/м}^3.$$

Іншими словами: у другому випадку величину вимірювали з точністю на порядок вищою, ніж у першому. Звідси випливає, що приписувати або відкидати нулі в кінці десяткового дробу, що виражає наближене значення величини, категорично *забороняється!*

При виконанні математичних дій над наближеними числами необхідно керуватися тим, що точність результату обчислень обмежується точністю найменш точного з чисел, які беруть участь в цих розрахунках. Тобто точність результату обчислень не може перевищити точність найменш точного з вихідних чисел. Розглянемо дію цього правила на конкретних прикладах.

Додавання і віднімання. При цих математичних діях над наближеними числами необхідно попередньо виділити серед них найменш точне число, яке використовується в подальшому в якості основи. Потім округлити інші числа так, щоб їх точність перевищувала точність основи лише на один розряд (для

забезпечення достовірності всіх значущих цифр остаточного результату). Після цього виконати над отриманими числами відповідні математичні дії і, на закінчення, округлити отриманий результат так, щоб його точність відповідала точності основи.

Приклад 2 необхідно скласти числа 37,6; 9; 182,84, 0,7513.

Розв'язання: Найменшою точністю серед цих чисел володіє число 9 – воно не має знаків після коми, тобто ціле число. Це число і виділяють в якості основи, а всі інші числа округлюють із збереженням однієї (додаткової) цифри після коми, тобто на один розряд більше, ніж у числа 9:

$$37,6 = 37,6; \quad 182,84 = 182,8; \quad 0,7513 = 0,8.$$

Після такої підготовки, отримані нові наближені числа складають у відповідності із звичайними правилами складання:

$$37,6 + 9 + 182,8 + 0,8 = 230,2.$$

Потім отриманий результат округлюють, приводячи його точність у відповідність з точністю числа 9, взятого за основу. Для цього останню цифру отриманого результату відкидають відповідно до загальних правил округлення. Остаточний результат додавання: 230.

Аналогічно поступають і при виконанні операції віднімання, так як ця дія є окремим випадком додавання.

Множення і ділення. Результат цих математичних дій над наближеними числами містить стільки ж значущих цифр, скільки їх є у вихідного числа з найменшою кількістю останніх.

Отже, при множенні слід округляти співмножники так, щоб кожен з них містив стільки значущих цифр, скільки їх має співмножник з найменшим числом таких цифр.

Наприклад, замість обчислення виразу: $3,723 \times 2,4 \times 5,1846$, слід обчислювати вираз $3,7 \times 2,4 \times 5,2$. В остаточному результаті залишають таку ж кількість значущих цифр, яка є у вихідних числах після їх округлення, тобто отримуємо 46,176, а записуємо 46,2.

Таке ж правило застосовується і при діленні наближених чисел. Слід пам'ятати, що у проміжних результатах треба зберігати на одну значущу цифру більше.

Піднесення до степеня і добування кореня. Ці математичні дії – окремий випадок множення і ділення. Тому, їх точність оцінюється так само, як і точність множення і ділення. Отже, результати піднесення до степеня і добування кореня містять стільки значущих цифр, скільки їх є у вихідних числах.

Наприклад:

$$(3,14)^4 = 97,21171216 = 97,2.$$

$$\sqrt[6]{482} = 2,8058784617697 = 2,81.$$

Під час добування квадратного або кубічного кореня у результаті потрібно брати стільки значущих цифр, скільки їх має число під коренем. Наприклад,

$$\sqrt{1,17 \times 10^{-8}} \approx 1,08 \times 10^{-4}$$

При обчисленні складних виразів слід застосовувати зазначені правила відповідно до виду Ваших дій.

Наприклад,
$$\frac{(3,2 + 17,062) \cdot \sqrt{3,7}}{5,1 \cdot 2,007 \cdot 10^3}$$

бачимо, що співмножник 5,1 має найменше число значущих цифр – дві. Тому результати всіх проміжних обчислень повинні округлятися до трьох значущих цифр:

$$\frac{(3,2 + 17,062) \cdot \sqrt{3,7}}{5,1 \cdot 2,007 \cdot 10^3} \approx \frac{20,3 \cdot 1,92}{10,3 \cdot 10^3} \approx \frac{39,0}{10,3 \cdot 10^3} \approx 3,79 \cdot 10^{-3}$$

Після округлення результату до двох значущих цифр остаточно отримуємо $3,8 \cdot 10^{-3}$.

Розрахунки з числами в експоненційній формі. В прикладній хімії часто доводиться оперувати з дуже малими або дуже великими числами. Такі обчислення зручніше виконувати, представляючи числа у так званій експоненційній формі:

Форма запису чисел:	
звичайна	експоненційна
271,800	$2,718 \times 10^2$
7843,76	$7,84376 \times 10^3$
5048237	$5,048237 \times 10^6$
0,000000000000067	$6,7 \times 10^{-13}$
3,1400	$3,1400 \times 10^0$
0,000000082367	82367×10^{-8}

Використання експоненційної форми запису чисел спрощує ведення математичних розрахунків, наприклад:

$$1) \frac{0,0314^3 \cdot 0,00052}{0,12^3 \cdot 0,00037^2} = \frac{(3,14 \cdot 10^{-2})^3 \cdot 5,2 \cdot 10^{-4}}{(1,2 \cdot 10^{-1})^3 \cdot (3,7 \cdot 10^{-4})^2} = \frac{3,14^3 \cdot 5,2 \cdot (10^{-2})^3 \cdot 10^{-4}}{1,2^3 \cdot 3,7^2 \cdot (10^{-1})^3 \cdot (10^{-4})^2} =$$

$$= \frac{160,99}{47,31} \cdot \frac{10^{[-2 \cdot 3 + (-4)]}}{10^{[-1 \cdot 3 + (-4 \cdot 2)]}} = 3,403 \cdot \frac{10^{-10}}{10^{-11}} = 3,403 \cdot 10^1 = 34,03;$$

$$2) \frac{0,00831 \cdot 293}{96485} = \frac{8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 2,93 \cdot 10^2}{9,6485 \cdot 10^4} = \frac{8,31 \cdot 2,93}{9,6485} \cdot \frac{10^{(-3+2)}}{10^4} =$$

$$= 2,52353 \cdot 10^{(-3+2-4)} = 2,52 \cdot 10^{-5} \text{ (або у звичайній формі } 0,0000252).$$

Особливо очевидна перевага вираження чисел у експоненційній формі при запису відповіді у другому прикладі.

Логарифмування і потенціювання. Десятковим логарифмом числа X називається показник ступеня n , до якого треба піднести число 10 (основа десятичного логарифму), щоб отримати число X . Наприклад, десятичний логарифм (**lg**)

числа 1 дорівнює нулю $(1 = 10^0)$;
числа 1000 дорівнює трьом $(1000 = 10^3)$;
числа 0,000001 дорівнює -6 $(0,000001 = 10^{-6})$ і т.д.

Умовно десятичне логарифмування можна записати так:

$$\lg X = \lg 10^n = n \quad (\text{тобто, } X = 10^n).$$

Якщо в якості основи логарифма взяте число $e = 2,71828182 \dots$, то логарифм називається натуральним (або за автором – *неперовим*) і позначається знаком **ln**:

$$\ln X = \ln e^y = y \quad (\text{тобто, } X = e^y).$$

Логарифм при будь-якій основі (10, e або будь-якій іншій) заведено позначати знаком **log**.

З визначення логарифма витікає:

- 1) логарифм добутку чисел дорівнює сумі логарифмів співмножників
 $\log(X \cdot Y) = \log X + \log Y$;
- 2) логарифм частки від ділення дорівнює різниці логарифмів діленого і дільника

$$\log \frac{X}{Y} = \log X - \log Y;$$

- 3) логарифм числа у ступені дорівнює добутку показника ступеня на логарифм числа, що підноситься до ступеня

$$\log X^n = n \cdot \log X;$$

- 4) логарифм кореня числа дорівнює логарифму підкореного виразу, поділеного на показник кореня

$$\log \sqrt[n]{X} = \frac{1}{n} \cdot \log X.$$

*Логарифмувати можна тільки позитивні числа
(незалежно від значення основи логарифма)!*

Потенціювання – це математична дія, що є зворотною логарифмуванню. При десятичному потенціюванні цю дію позначають знаком **antilog** – $\text{antilog } n = 10^n = X$.

При натуральному потенціюванні її позначають знаком **exp** (експонента) – $\text{exp } y = e^y = X$.

На закінчення відзначимо, що зазначені правила наближених обчислень слід використовувати не тільки при вирішенні розрахункових завдань, а й при обробці результатів вимірювань у процесі виконання лабораторних робіт.

**ЗАПИТАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТА
(далі СРС)**

1. Газова суміш складається з 6 кг азоту, 4,8 кг водню, 0,9 кг оксиду вуглецю та 22 кг метану. Яка загальна маса суміші?
Відповідь: 34 кг.
2. Газова суміш складається з 1 моль CO і 2 моль H₂. Розрахуйте, яка маса цієї суміші, якщо молярна маса CO і H₂ дорівнюють, відповідно $2,801 \cdot 10^{-2}$ і $2,02 \cdot 10^{-3}$ кг/моль?
Відповідь: $3,21 \cdot 10^{-2}$ кг.
3. Визначити значення функції $Y = x_1/8,314 x_2$ при:
 - а) $x_1 = 2500$ і $x_2 = 2,5 \cdot 10^4$;
 - б) $x_1 = 500$ і $x_2 = 5 \cdot 10^2$;
4. Визначити значення функції $Y = A^x$ при наступних значеннях A і x:

а) 0,0458 і 7,58;	г) e і 2,48;	ж) π і 10;
б) 7,47 і 1,325;	д) e і 0,742;	з) e і $1 \cdot 10^8$.
в) 4,98 і 0,235;	е) 10 і π;	
5. Визначити значення функції $Y = \sqrt[n]{B}$ при значеннях B і x:

а) 9,49 і 3,75;	г) e і $3,15 \cdot 10^{-3}$;
ж) 10,00 і $5,49 \cdot 10^{-1}$;	б) 0,349 і 7,78.
6. Визначте значення функції Y при заданих змінних:

№	Визначте значення функцій:								
	$Y = X^n$		$Y = \frac{x_1}{5,281 \cdot x_2}$		$Y = \sqrt[n]{X}$		$Y = 21,68^n \cdot x_1 \cdot \ln x_2$		
	X	n	x ₁	x ₂	n	X	n	x ₁	x ₂
1	0,0458	7,58	25000	$2,5 \times 10^4$	3,75	9,49	1,35	2,24	12,6
2	8,25	0,38	$5,0 \times 10^6$	300000	10,5	3,14	4,44	15,3	2,50
3	0,0005	3,81	160000	$1,5 \times 10^7$	2,62	6,50	2,65	1,25	11,8
4	9,21	0,20	40500	$3,0 \times 10^3$	25,12	1,75	5,15	45,7	6,8
5	0,0013	2,25	$3,1 \times 10^4$	275000	3,25	8,22	1,75	1,07	10,5
6	7,45	1,325	500	5×10^2	0,349	7,78	3×10^{-2}	2,3	0,27
7	6,55	1,227	800	8×10^2	0,451	5,33	7×10^{-2}	4,7	0,12
8	8,11	-2,05	250	$2,5 \times 10^2$	0,179	3,55	1×10^{-2}	1,25	1,00
9	3,25	2,15	370	$3,7 \times 10^2$	1,11	9,98	2×10^{-2}	4,66	0,06
10	4,18	0,88	490	$4,1 \times 10^2$	1,452	6,37	4×10^{-2}	3,25	0,01

2. ПОЧАТКОВІ ЗНАННЯ З ХІМІЇ

2.1. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Всі неорганічні сполуки можна поділити на прості і складні. Коротко розглянемо ці речовини.

2.1.1. Прості речовини

Молекули простих речовин складаються з атомів одного виду (тобто атомів одного елемента). У хімічних реакціях ці речовини не можуть розкладатися з утворенням інших речовин. Серед простих речовин розрізняють *метали* і *неметали*.

2.1.2. Метали

Це група елементів, які у вигляді простих речовин мають характерні металеві властивості: високу тепло- і електропровідність, позитивний температурний коефіцієнт опору, високу пластичність і металевий блиск та ін..

Зі 118 відомих хімічних елементів (див. Періодична система елементів Д.І. Менделєєва у Додатках) 98 відносять до металів:

- 1) 6 елементів в групі лужних металів,
- 2) 6 в групі лужноземельних металів,
- 3) 38 в групі перехідних металів,
- 4) 11 в групі легких металів,
- 5) 7 в групі напівметалів,
- 6) 14 в групі лантаніди і лантан,
- 7) 14 в групі актиноїди (вивчені не всі елементи) і актиній,
- 8) поза певних груп берилій і магній.

2.1.3. Неметали

Це хімічні елементи з типово неметалевими властивостями, які займають правий верхній кут Періодичної системи:

Група:	I	III	IV	V	VI	VII	VIII
1-й період	H						He
2-й період		B	C	N	O	F	Ne
3-й період			Si	P	S	Cl	Ar
4-й період				As	Se	Br	Kr
5-й період					Te	I	Xe
6-й період						At	Rn

2.2. СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ ТА ЇХ ВЛАСТИВОСТІ

Складні речовини (або хімічні сполуки) – це молекули, що складаються з атомів різного виду (атомів різних хімічних елементів). У хімічних реакціях вони розкладаються з утворенням двох або декількох інших речовин.

2.2.1. Оксиди – E_xO_y

Ці неорганічні речовини (див. табл. 2.1.) складаються з двох елементів, один з яких кисень (O), що знаходиться в ступені окислення -2.

Таблиця 2.1.

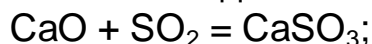
Види оксидів

основні	Солеутворюючі:		Байдужі або несолеутворюючі
	амфотерні	кислотні	
метали з вал. \leq II	метали з вал. II – IV	метали з вал. \geq IV неметали з вал. $>$ II	неметали з вал \leq II
Na ₂ O, CaO, FeO, CrO, MnO	BeO, ZnO, Fe ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃	Mn ₂ O ₇ , CrO ₃ , CO ₂ , P ₂ O ₅	CO, NO, N ₂ O
оксиди, що відповідають основам	оксиди, що відповідають основам і кислотам	оксиди, що відповідають кислотам	не взаємодіють з кислотами і основами

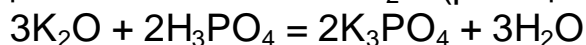
Хімічні властивості основних оксидів

Взаємодіють з кислотними оксидами, кислотами, водою:

1. Основний оксид + Кислотний оксид = Сіль (реакція сполучення)



2. Основний оксид + Кислота = Сіль + H₂O (реакція обміну)



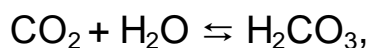
3. Основний оксид + Вода = Луг (реакція сполучення)



Хімічні властивості кислотних оксидів

Для кислотних оксидів характерні такі реакції:

1. Кислотний оксид + Вода = Кислота (реакція сполучення)



SiO₂ – не реагує;

2. Кислотний оксид + Основа = Сіль + H₂O (реакція обміну)

$$P_2O_5 + 6KOH = 2K_3PO_4 + 3H_2O;$$
3. Кислотний оксид + Основний оксид = Сіль (реакція сполучення)

$$CaO + SO_2 = CaSO_3;$$
4. Менш леткі кислотні оксиди витісняють більш леткі з їх солей (реакція заміщення)

$$CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2.$$

Хімічні властивості амфотерних оксидів

Взаємодіють як з кислотами, так і з лугами, наприклад:

- $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O;$
- $ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$ (у розчині);
- $ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$ (при сплавленні реагентів).

2.2.2. Кислоти – H_xE_yO_z

(якщо x = 1 – одноосновна; x = 2 – двоосновна; x = 3 – трьохосновна)

До складу цих неорганічних речовин (див. табл. 4. Додатків) зазвичай входять атоми водню (які здатні заміщуватися на атоми металів) і кислотний залишок (складний аніон E_yO_z^{x-}).

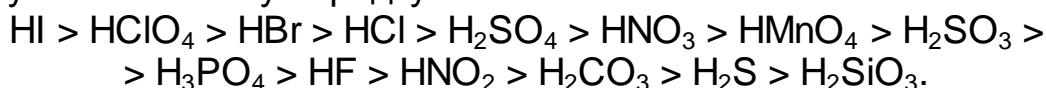
Серед кислот розрізняють:	
безкисневі	кисневовамісні
HCl, HBr, HI, HF, H ₂ S	HNO ₃ , H ₂ SO ₄ та інш.

Отримання кислот

В результаті взаємодії неметалів $H_2 + Cl_2 = 2HCl$	Кислотний оксид + вода = кислота $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
Реакція обміну між сіллю і менш леткою кислотою: $2NaCl_{(ТВ.)} + H_2SO_{4(КОНЦ.)} = Na_2SO_4 + 2HCl$	

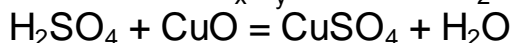
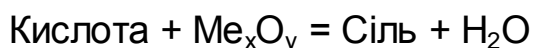
Хімічні властивості кислот

Кислоти характеризуються певною силою, яка проявляється в здатності їх дисоціювати (частково або без остачі) і, як наслідок, активності під час хімічних взаємодій. Вважається, що сила кислот знижується в такому порядку:

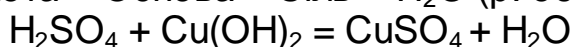
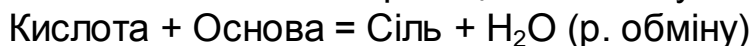


Кожна попередня кислота може витіснити з солі наступну!

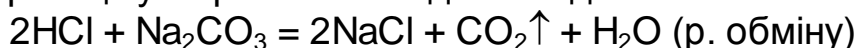
- Кислоти реагують з металами в ряду їх активностей до H₂:
 $Me + \text{Кислота (за виключ. HNO}_3) = \text{Сіль} + H_2\uparrow$ (р. заміщення)
 $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$
- Кислоти вступають в реакції обміну з оксидами металів:



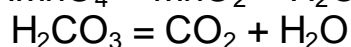
3. Реагують кислоти з основами – реакція має назву *нейтралізація*:



4. Кислоти можуть реагувати з солями. Реакція відбувається, якщо сіль утворена більш слабкою або легкою кислотою, а також якщо під час реакції утворюється осад або виділяється газ. Наприклад:



5. Киснево-вмісні кислоти можна піддати термічному розкладанню (за вик. H_2SO_4 ; H_3PO_4).



6. Кислоти змінюють забарвлення індикаторів:

назва індикатору	нейтральне середовище ([OH ⁻] = [H ⁺])	кисле середовище ([H ⁺] > [OH ⁻])
лакмус	фіолетовий	червоний
фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний
метилоранж	помаранчевий	червоний
унів. інд. папір	помаранчева	червона

2.2.3. Основи – Me(OH)_x

(якщо $x = 1$ – однокислотні, $x = 2$ – двокислотні, $x = 3$ – трикислотні)

Це неорганічні речовини, які складаються з атома металу (**Me**) або іона амонію (NH_4^+) та одної чи кількох гідроксогруп ($-\text{OH}^-$).

Отримання основ

розчинних у воді (лугів):	нерозчинних у воді
1. $\text{Me} + \text{H}_2\text{O} = \text{Луги} + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ 2. Оксид Me + $\text{H}_2\text{O} = \text{Луги}$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$	$\text{Сіль} + \text{Луги} = \text{Основа} + \text{Сіль}$ $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

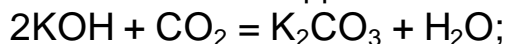
Хімічні властивості лугів

Луги змінюють забарвлення індикаторів таким чином:

назва індикатору	нейтральне середовище ([OH ⁻] = [H ⁺])	лужне середовище ([OH ⁻] > [H ⁺])
лакмус	фіолетове	сине
фенолфталеїн	безбарвне	малинове
метилоранж	помаранчеве	жовте
унів. інд. папір	помаранчеве	сине

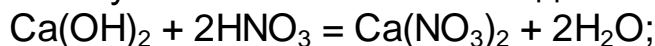
Луги вступають в реакції обміну з кислотними оксидами

Луг + Кислотний оксид = Сіль + Вода



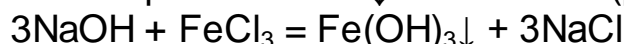
з кислотами

Луг + Кислота = Сіль + Вода



та з розчинами солей (якщо в результаті взаємодії утворюється осад)

Луг + Сіль = Нерозч. основа↓ + Нова сіль (розчин)

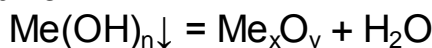


Хімічні властивості нерозчинних основ

Найбільш характерними для нерозчинних основ є реакції обміну (нейтралізації) з кислотами

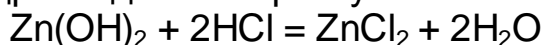
Основи + Кислоти = Сіль + Вода

і розкладання при нагріванні



Амфотерні гідроксиди (нерозчинні у воді)

Амфотерні гідроксиди також реагують з кислотами:



і взаємодіють з лугами, утворюючи комплексні сполуки:



2.2.4. Солі – $\text{Me}_x(\text{Э}_y\text{O}_z)_n$

Це неорганічні речовини, які є продуктами заміщення іонів водню (H^+) в кислоті на метал (Me) або гідроксогрупи основи ($-\text{OH}^-$) на кислотний залишок (складний аніон $\text{E}_y\text{O}_z^{x-}$).

Серед солей розрізняють:

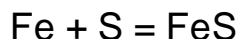
середні	кислі	основні	подвійні	змішані	комплексні
Na_2SO_4	NaHSO_4	$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$	K_2NaPO_4	$\text{Ca} - \text{OCl}$ $ $ Cl	$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

Отримання солей

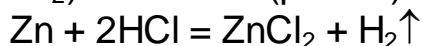
Солі утворюються внаслідок хімічної взаємодії неорганічних сполук різних класів між собою та з простими речовинами.

Наприклад, солі можна отримати шляхом взаємодії:

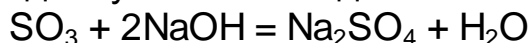
1) метал + неметал = сіль



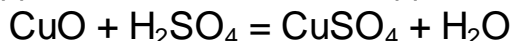
2) метал (метали до H_2) + кислота (розчин) = сіль + $\text{H}_2\uparrow$



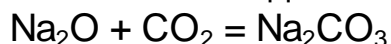
3) кислотний оксид + луг = сіль + вода



4) основний оксид + кислота = сіль + вода

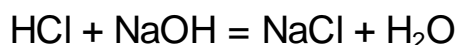


5) основний оксид + кислотний оксид = сіль

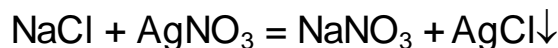


6) в результаті реакцій нейтралізації:

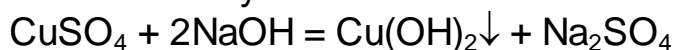
кислота + основа = сіль + вода



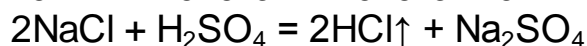
7) При взаємодії солей: сіль¹ + сіль² = сіль³ + сіль⁴↓



сіль + луг = основа↓ + сіль



сіль + кислота = кислота + сіль



Примітка: Всі реакції обміну перебігають до кінця, якщо одна з речовин, що утворюються, є нерозчинною у воді (осад), газ або вода

Хімічні властивості солей

Хімічні властивості солей вже розглянуті при аналізі оксидів, основ і кислот (див. вище).

Тут зазначимо, що при прожарюванні солі можуть утворювати оксиди:



Винятком є солі лужних металів, наприклад, при прожарюванні хлорату калію реакція перебігає за рівнянням:



2.3. НОМЕНКЛАТУРА СКЛАДНИХ СПОЛУК

Розглянемо номенклатуру складних неорганічних сполук.

2.3.1. Номенклатура оксидів

Назви оксидів складаються із назви елемента в називному відмінку та слова **оксид**. Якщо елемент утворює декілька оксидів, то ступень окислення елемента зазначається в дужках римською цифрою. Вживається також номенклатура, в якій підкреслюється

кількість атомів кисню, що припадає на один атом іншого елемента. При цьому на перше місце ставлять назву відповідного елемента у називному відмінку, на друге – слово оксид з відповідним числівниковим префіксом (моно-, ди-, три-, тетра- тощо).

Наприклад:

N_2O – нітроген (I) оксид;

NO – нітроген (II) оксид, або нітроген монооксид;

N_2O_3 – нітроген (III) оксид;

NO_2 – нітроген (IV) оксид, або нітроген діоксид;

N_2O_5 – нітроген (V) оксид;

CrO_3 – хром (VI) оксид, або хром триоксид;

Cl_2O_7 – хлор (VII) оксид;

OsO_4 – осмій (VIII) оксид, або осмій тетраоксид.

Деякі метали утворюють з киснем сполуки незвичайного складу: V_4O , Cr_3O , Ti_6O тощо.

Назви таких сполук:

V_4O – тетраванадій оксид,

Ti_6O – гексатитан оксид.

2.3.2. Номенклатура основ

Назви основ утворюють із назви металу (або металоподібної групи) в називному відмінку та слова **гідроксид**, що вказує на наявність іонів OH^- . Якщо один метал утворює кілька основ, після назви металу в дужках римською цифрою позначається ступень його окислення. Наприклад:

$Mn(OH)_2$ – манган (II) гідроксид, $Mn(OH)_3$ – манган (III) гідроксид.

Розчинні у воді основи називають лугами.

Амфотерні гідроксиди за своїм складом не відрізняються від основ, тому назви їх утворюються аналогічно, тобто із назви металу у називному відмінку та слова **гідроксид**, наприклад:

$Sn(OH)_2$ – станум (II) гідроксид, $Sn(OH)_4$ – станум (IV) гідроксид.

2.3.3. Номенклатура кислот

Назви кисневмісних кислот утворюють з назв кислотоутворюючого елемента та слова **кислота**. При цьому назва кислоти, в якій елемент виявляє вищий ступінь окислення, має закінчення **-на**, **-ієва(ева)**, **-ова** (тривіальні назви кислот див. у табл. 4. Додатків). Із зниженням ступеня окислення кислотоутворюючого елемента закінчення кислот змінюються в такій послідовності: **-нувата**, **-иста**, **-нуватиста**. Якщо елемент утворює

дві кислоти, то назва з нижчим ступенем окислення елемента має закінчення **-иста**. Назви кислот можна утворювати також з назв відповідних аніонів.

Наприклад:

HNO_2 – азотиста (нітритна) кислота;

HNO_3 – азотна (нітратна);

H_2SO_3 – сірчиста (сульфітна);

H_2SO_4 – сірчана (сульфатна);

HClO – хлорнуватиста (гіпохлоритна);

HClO_2 – хлориста (хлоритна);

HClO_3 – хлорнувата (хлоратна);

HClO_4 – хлорна (перхлоратна).

Якщо одному і тому ж ступеню окислення елемента відповідають дві кислоти з різними основностями, то назва кислоти з нижчою основністю має префікс **мета-**, а з вищою – **орто-**:

HPO_3 – метафосфорна,

H_3PO_4 – ортофосфорна.

Безкисневі кислоти називають елементоводневими:

HBr – бромоводнева,

H_2S – сірководнева,

HI – йодоводнева кислота.

2.3.4. Номенклатура солей

Назви середніх солей утворюються з двох слів: назви металу у називному відмінку та назви аніона кислоти (див. у табл. 4. Додатків), наприклад:

CaSO_4 – кальцій сульфат; KClO_3 – калій хлорат.

Деякі середні солі зберегли також технічні назви:

Na_2CO_3 – сода,

KNO_3 – калійна селітра,

K_2CO_3 – поташ,

KClO_3 – бертолетова сіль,

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – залізний купорос тощо.

Назви кислих солей утворюють з назв аніонів кислот, металу та префіксу **гідроген-** (**гідро-**), який підкреслює наявність іонів гідрогену в їх складі. Якщо молекула солі містить не один, а кілька іонів гідрогену, то до її назви додають числівники **ди-**, **три-**; **тетра-**, що вказують кількість цих іонів, наприклад:

Na_2HPO_4 – натрій гідрогенортофосфат (гідроортофосфат),

NaH_2PO_4 – натрій дигідрогенортофосфат (дигідроортофосфат).

Назви основних солей утворюють з назв аніонів кислот, металу та префіксів **гідроксо-** або **оксо-**, то підкреслюють наявність гідроксид-

іонів або атомів кисню в їх складі. Якщо молекула основної солі містить кілька гідроксид-іонів або атомів кисню, то до її назви додають числівники ди-, три-, тетра- і т.д.. що вказують їх число, наприклад:

$\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ – алюміній гідроксохлорид,
 Mg_2OCl_2 – магній оксохлорид.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Виберіть правильну відповідь – яку просту речовину позначають цим символом?

Символ:	Символом позначають:
B	А) барій; Б) бор; В) берилій.
Ba	А) барій; Б) бор; В) берилій.
Be	А) барій; Б) бор; В) берилій.
H	А) водень; Б) гелій; В) гафній.
N	А) нітроген; Б) неон; В) нікель.

2. Виберіть правильну відповідь – який можна отримати кінцевий продукт реакції, якщо вихідними будуть наведені речовини?

Вихідні речовини реакції:		Яким буде кінцевий продукт реакції:
перша	друга	
сірка	водень	А) сірководень; Б) оксид сірки; В) не знаю.
сірка	кисень	А) сірководень; Б) оксид сірки; В) не знаю.
сірка	залізо	А) сульфід заліза; Б) сірчанокислезалізо; В) не знаю.

3. Виберіть правильну відповідь: оксид – це ...
 А. один або кілька воднів + кислотний залишок;
 В. метал + кислотний залишок;
 С. сполуки елементів з киснем;
 D. метал + одна або декілька груп OH^- .
4. Виберіть правильну відповідь: кислота – це ...
 А. один або кілька воднів + кислотний залишок;
 В. метал + кислотний залишок;
 С. сполуки елементів з киснем;
 D. метал + одна або декілька груп OH^- .
5. Виберіть правильну відповідь: основа – це ...
 А. один або кілька воднів + кислотний залишок;
 В. метал + кислотний залишок;
 С. сполуки елементів з киснем;
 D. метал + одна або декілька груп OH^- .
6. Виберіть правильну відповідь: сіль – це ...
 А. один або кілька воднів + кислотний залишок;
 В. метал + кислотний залишок;
 С. сполуки елементів з киснем;
 D. метал + одна або декілька груп OH^- .

7. Складні речовини, що складаються з атомів металів або інших хімічних речовин і кислотних залишків – це ...
 А. оксид; В. кислота; С. сіль; D. Основа.
8. До якого типу солей належить хлорне вапно CaOCl_2 ?
 А. Змішаних; В. Середніх; С. Кислих; D. Основних; E. Подвійних
9. Гашеним вапном називають сполуку:
 А. Ca(OH)_2 В. CaO_2 С. CaO D. CaCl_2 E. CaCO_3
10. У косметологічній практиці застосовують гексагідрат гідросульфиду кальцію. Укажіть формулу цієї солі:
 А. $\text{Ca(HS)}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; В. $\text{CaS} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; С. $\text{CaSO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;
 D. $\text{Ca(HSO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; E. $\text{CaSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
11. Який з наступних електролітів при дисоціації утворює іони H^+ і OH^- одночасно?
 А. Zn(OH)_2 В. Ca(OH)_2 С. NaOH
 D. H_3PO_4 E. Sr(OH)_2
12. Укажіть речовину, молекула якої складається з двох елементів:
 А. Негашене вапно В. Гашене вапно С. Питна сода
 D. Каустична сода E. Бертолетова сіль
13. Укажіть, до якого класу неорганічних сполук належить KMnO_4 :
 А. Сіль В. Кислота С. Основа D. Оксид E. Гідроксид
14. Серед наведених оксидів укажіть основний оксид:
 А. MnO В. MnO_2 С. Mn_2O_7 D. Cr_2O_3 E. CrO_3
15. Серед наведених оксидів укажіть амфотерний оксид:
 А. Cr_2O_3 В. CrO С. CrO_3 D. MnO E. Mn_2O_7
16. Концентрована сульфатна кислота при кімнатній температурі взаємодіє з обома речовинами:
 А. Mg , MgO В. Al , Al_2O_3 С. Fe , FeO
 D. C , CO_2 E. Cr , Cr_2O_3
17. До якого типу солей належить дигідроксоацетат алюмінію, розчин якого під назвою “розчин Бурова” використовують у медицині як в'яжучий, протизапальний засіб:
 А. Основні В. Подвійні С. Змішані D. Кислі E. Середні
18. Два кислотних оксиди можуть взаємодіяти один з одним, якщо:
 А. При цьому перебігає окисно-відновна реакція;
 В. Один із них відповідає сильній кислоті, а другий – слабкій;
 С. Обидва оксиди відповідають сильним кислотам;
 D. Реакція перебігає у водному розчині;
 E. Обидва оксиди відповідають слабким кислотам.
19. Цинк належить до мікроелементів, а розчин цинку сульфату ZnSO_4 використовують у медицині як очні краплі. Укажіть, до якого типу солей належить ця сполука:
 А. Середні В. Кислі С. Основні
 D. Комплексні E. Змішані

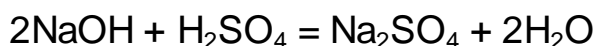
3. ТЕМА I: СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ

3.1. ЕКВІВАЛЕНТ ПРОСТИХ І СКЛАДНИХ РЕЧОВИН

Одним з фундаментальних в хімії є *закон постійності складу* (Ж.Л. Пруст, 1801-1808 рр.), який стверджує – хімічно чиста речовина, незалежно від способу її одержання, складається з одних і тих же хімічних елементів, причому відношення їх мас постійні, а відносні числа їх атомів є цілими числами. Згідно цього закону, елементи з'єднуються один з одним в чітко визначених кількісних співвідношеннях. Тому в хімію були введені поняття хімічного еквівалента та еквівалентної маси речовини (слово «еквівалентний» в перекладі означає "рівноцінний").

Хімічним еквівалентом речовини називають умовну або реальну частинку цієї речовини, яка в даній кислотно-основній реакції рівноцінна іону водню або в даній окисно-відновній реакції одному електрону.

При визначенні еквівалента речовини необхідно виходити з конкретної реакції. Наприклад, з рівняння хімічної реакції:



впливає, що одному іону водню відповідає одна молекула NaOH і одна H₂O, 1/2 молекули H₂SO₄ і 1/2 молекули Na₂SO₄, тобто маємо

$E(\text{NaOH}) = \text{NaOH}$	} реальні частинки
$E(\text{H}_2\text{O}) = \text{H}_2\text{O}$	
$E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2\text{H}_2\text{SO}_4$	} умовні частинки
$E(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2\text{Na}_2\text{SO}_4$	

Число, що позначає, яка частинка від реальної частки еквівалентна одному іону водню в кислотно-основних реакціях або одному електрону в окислювально-відновних реакціях, називають *фактором еквівалентності* (f_e).

У розглянутому прикладі:

$$f_e(\text{NaOH}) = 1; \quad f_e(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2; \quad f_e(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2; \quad f_e(\text{H}_2\text{O}) = 1.$$

Масу одного моль еквівалентів речовини (елемента) називають *молярною масою еквівалента* (E_k) речовини (скорочено – маса еквівалента), яку вимірюють в «г/моль».

В нашому прикладі: $E_m(\text{NaOH}) = 1 \times M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль;

$$E_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \times M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \times 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль};$$

$$E_m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2 \times M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2 \times 142 \text{ г/моль} = 71 \text{ г/моль}.$$

У табл. 3.1. наведені приклади розрахунку фактора еквівалентності і молярної маси еквівалента для деяких речовин.

Таблиця 3.1.
Розрахунок фактора еквівалентності (f_e) і маси еквівалента (Em)

Частинка	Фактор еквівалентності	Приклади розрахунків:	
		f_e	$Em = M \times f_e = (\text{г/моль})$
Елемент	$f_e = 1/B(\text{el.}),$ $B(\text{el.})$ – валентність елемента	$f_e(\text{Cr})$ в $\text{Cr}_2\text{O}_3 = 1/3$ $f_e(\text{P})$ в $\text{Na}_3\text{PO}_4 = 1/5$	$Em(\text{Cr}) = 27 \times 1/3 = 9;$ $Em(\text{P}) = 31 \times 1/5 = 6,2$
Проста речовина	$f_e = 1/[ч(\text{el.}) \times B(\text{el.})],$ $ч(\text{el.})$ – число ат. елемента	$f_e(\text{H}_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2;$ $f_e(\text{O}_2) = 1/(2 \times 2) = 1/4;$ $f_e(\text{O}_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$	$Em(\text{H}_2) = 2 \times 1/2 = 1;$ $Em(\text{O}_2) = 32 \times 1/4 = 8;$ $Em(\text{O}_3) = 48 \times 1/6 = 8$
Оксид	$f_e = 1/[ч(\text{el.}) \times B(\text{el.})]$	$f_e(\text{H}_2\text{O}) = 1/(2 \times 1) = 1/2;$ $f_e(\text{CrO}) = 1/(1 \times 2) = 1/2;$ $f_e(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6$	$Em(\text{H}_2\text{O}) = 18 \times 1/2 = 9;$ $Em(\text{CrO}) = 68 \times 1/2 = 34;$ $Em(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \times 1/6 = 17$
Кислота	$f_e = 1/ч(\text{H}^+),$ $ч(\text{H}^+)$ – число іонів водню відданих в реакції (основність кислоти)	Для H_3PO_4 , –к-та реагує як одноосновна: $f_e(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/1 = 1;$ двоосновна: $f_e(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/2 = 1/2;$ триосновна: $f_e(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3 = 1/3$	$Em(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \times 1 = 98;$ $Em(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \times 1/2 = 49;$ $Em(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \times 1/3 = 32,7$
Основа	$f_e = 1/ч(\text{OH}),$ $ч(\text{OH})$ – число гідроксогруп відданих в реакції (кислотність основи)	Для $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – кислотність основи в реакції дорівнює 1: $f_e(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1/1 = 1;$ дорівнює 2: $f_e(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1/2 = 1/2;$ дорівнює 3: $f_e(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1/3 = 1/3$	$Em(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 107 \times 1 = 107;$ $Em(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 107 \times 1/2 = 53,5;$ $Em(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 107 \times 1/3 = 35,7$
Сіль	$f_e = 1/ч(\text{Me}) \times B(\text{Me}) =$ $= 1/ч(\text{Ac}) \times q(\text{Ac}),$ $ч(\text{Me})$ і $B(\text{Me})$ – число ат. і валент. мет. (Me); $ч(\text{Ac})$ і $q(\text{Ac})$ – число і заряд к-ного остатку (Ac)	Розрахунок по металу: $f_e(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6;$ по кислотному остатку: $f_e(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$	$Em(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 400 \times 1/6 = 66,7;$ $Em(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 400 \times 1/6 = 66,7;$
Частинка в ОВР	$f_e = 1/ч(\bar{e}) = 1/n,$ $ч(\bar{e})$ – число електронів, яке приймає участь в реакції окислення або відновлення	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}^0$ $f_e(\text{Fe}^{2+}) = 1/2;$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} =$ $\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_e(\text{MnO}_4^-) = 1/5$	$Em(\text{Fe}^{2+}) = 56 \times 1/2 = 28;$ $Em(\text{MnO}_4^-) = 119 \times 1/5 = 23,8$
Іон	$f_e = 1/ q ,$ $ q $ – заряд іона	$f_e(\text{PO}_4^{3-}) = 1/3$	$Em(\text{PO}_4^{3-}) = 95 \times 1/3 = 31,7$

При розв'язанні завдань може виявитися зручним представити частинку хімічного еквівалента як її еквівалентна кількість речовини (n_e), яку вимірюють в «моль» і розраховують за такою формулою:

$$n_e = \frac{m}{Em} = \frac{m}{f_e \cdot M}$$

Газоподібні речовини крім маси еквівалента (E_m) мають молярний об'єм еквівалента (E_v) – об'єм, займаний молярною масою еквівалента або об'єм одного моль еквівалента. Розмірність E_v – «л/моль». За нормальних умов (н.у.) отримуємо:

$$E_v = f_e \cdot V_m = f_e \cdot 22,4$$

У 1793 р німецький хімік І. Ріхтер опублікував роботу «Початки стехіометрії, або спосіб вимірювання хімічних елементів», де навів результати своїх експериментальних досліджень, які вказують на те, що при утворенні сполук елементи вступають у взаємодію в строго певних пропорціях, пізніше названих *еквівалентами*. З урахуванням цих емпіричних спостережень був сформульований *закон еквівалентів*, який на мові сучасної науки говорить:

Речовини реагують і утворюються відповідно до їх еквівалентів.

Оскільки всі речовини в рівняннях хімічних реакцій пов'язані законом еквівалентів, то в математичній формі цей закон можна записати в такому вигляді:

$$n_e(\text{реагента}_1) = \dots = n_e(\text{реагента}_x) = n_e(\text{продукта}_1) = \dots = n_e(\text{продукта}_x)$$

Із закону еквівалентів випливає:

- 1) маси (або об'єми) речовин, що реагують і утворюються в ході реакції, пропорційні молярним масам (молярним об'ємам) їх еквівалентів:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}} \quad \text{або} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{E_{v1}}{E_{v2}}$$

- 2) для будь-яких двох речовин (реагентів або продуктів реакції), пов'язаних законом еквівалентів, можна записати:

$$\frac{m_1}{E_{m1}} = \frac{m_2}{E_{m2}} \quad \text{або} \quad \frac{V_1}{E_{v1}} = \frac{V_2}{E_{v2}} \quad \text{або} \quad \frac{m_1}{E_{m1}} = \frac{V_2}{E_{v2}}$$

З урахуванням викладеного вище зазначимо, алгоритм розв'язування задач на поняття "еквівалент" має полягати в складанні на основі умови завдання математичного виразу окремо для $n_e(\text{реагента}_1)$ і $n_e(\text{реагента}_2)$ та подальшого розв'язання нового рівняння. Розглянемо приклад розв'язання таких розрахункових завдань.

Приклад 1. Визначити масу соди, необхідну для усунення жорсткості в 1 м^3 води, зумовленої присутністю 2 г/л гідрокарбонату кальцію.

Дано:

$$V_{(\text{H}_2\text{O})} = 1\text{ м}^3 = 1000\text{ л};$$

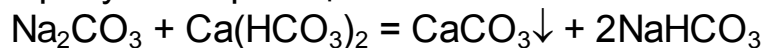
$$C_{(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)} = 2\text{ г/л}$$

Знайти:

$$m_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = ?$$

Розв'язання:

1. Видалення карбонатної жорсткості води додаванням соди здійснюється в результаті реакції:



з якої, згідно закону еквівалентів, маємо:

$$n_e(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n_e(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2).$$

2. За визначенням $n_e = m/E_m$, тобто ліву частину нового рівняння можна записати в такому вигляді:

$$n_e(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}/E_m(\text{Na}_2\text{CO}_3).$$

3. Щоб отримати другу частину нового рівняння, знайдемо масу карбонату кальцію в 1 м^3 води з умови завдання.

За умовою в 1 л води міститься C карбонату кальцію, отже, в 1000 л:

$$m_{(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)} = 1000 \times C\text{ (г)}.$$

4. Далі, аналогічно п.2, одержуємо:

$$n_e(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 1000 \times C/E_m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2).$$

5. Як впливає з формул солей, фактори еквівалентності карбонату натрію і гідрокарбонату кальцію в обмінній хімічній реакції (див. п.1 і в табл. 1.1. «Солі») рівні 1/2, звідки маємо молярні маси еквівалентів реагуючих речовин:

$$E_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = M(\text{Na}_2\text{CO}_3)/2 \quad \text{і} \quad E_m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)/2$$

6. Підставляючи отримані вирази для мас еквівалентів в рівняння п.2 і п.4 та дорівнюючи їх, отримуємо нове рівняння за п.1

$$m_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}/(M(\text{Na}_2\text{CO}_3)/2) = 1000 \times C/(M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)/2),$$

з якого знаходимо вираз для розрахунку необхідної маси соди:

$$m_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = (M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \times 1000 \times C) / M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)$$

та, підставляючи чисельні значення, отримуємо відповідь:

$$m_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = 106 \times 1000 \times 2/162 = 1308,6\text{ г}.$$

Відповідь: для усунення карбонатної жорсткості в 1 м^3 води потрібно 1309 г соди.

ЗАДАЧІ

1. Визначити молярні маси еквівалента речовин: хлориду цинку (ZnCl_2), карбонату натрію (Na_2CO_3), гідроксиду алюмінію ($\text{Al}(\text{OH})_3$).
2. Запишіть відповідні рівняння реакцій взаємодії сірчаної кислоти (H_2SO_4) з лугом, при яких утворюються солі гідросульфату калію (KHSO_4) та сульфату калію (K_2SO_4). Обчислити еквівалент та молярні маси еквівалентів кислоти для кожного випадку.

3. Обчислити фактор еквівалентності та визначити еквівалентну масу ортофосфорної кислоти (H_3PO_4) в реакціях утворення солі гідрофосфату, дигідрофосфату та ортофосфату.
 4. Визначити еквіваленти та обчислити маси еквівалентів тригідроксиду заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) в реакціях:
 - 1) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} = \text{FeOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} = \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$.
 5. При окисленні 16,74 грам двовалентного металу утворилося 21,54 грама оксиду. Обчисліть молярну масу еквівалента металу та його оксиду. Чому дорівнює атомна маса металу?
 6. При розчиненні в кислоті металу масою 11,9 грам виділився водень об'ємом 2,24 літра (н.у.). Чому дорівнює еквівалентна маса металу (E_m) та фактор еквівалентності металу (f_e)?
 7. У якій масі гідроксиду заліза(III) ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) міститься стільки ж еквівалентів речовини, скільки в 174,96 грамах гідроксиду магнію ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)?
 8. У якій масі гідроксиду натрію (NaOH) міститься стільки ж еквівалентів, скільки в 140 грамах гідроксиду калію (KOH)?
 9. Маса 1 л кисню дорівнює 1,4 г. Скільки літрів кисню витрачається при згорянні 21 г магнію, еквівалент якого дорівнює $1/2$ моль?
 10. Хлорид металу містить 69% хлору (Cl), атомна маса металу дорівнює 47,90. Розрахуйте еквівалентну масу металу та його валентність.
 11. Знайдіть масу еквівалента металу, якщо 3 грами його реагують з 2 грамами кисню (O_2).
 12. Яка еквівалентна маса сірки (S), якщо 4 грами її окислюються 2,8 літрами кисню (н.у.)?
 13. Які еквівалентні маси металу і сірки, якщо 3,24 г металу утворює 3,48 г оксиду і 3,72 г сульфід.
 14. При нагріванні 0,2318 грам оксиду металу отримано 0,158 грам металу. Визначити молярну масу еквівалента металу.
 15. Обчислити атомну масу двовалентного металу і визначити, який це метал, якщо 8,34 г металу окислюються 0,680 л кисню (умови нормальні).
- Відповідь: 137,4; Ва.
16. Миш'як утворює два оксиди, з яких один містить 65,2% (мас.) As, а інший 75,7% (мас.) As. Визначити еквівалентні маси миш'яку в обох випадках.
- Відповідь: 15,0 г/моль; 24,9 г/моль.
17. 1,00 г деякого металу з'єднується з 8,89 г бромом і з 1,78 г сірки. Знайти еквівалентні маси бромом і металу, знаючи, що еквівалентна маса сірки дорівнює 16,0 г/моль.

Відповідь: 79,9 г/моль; 9,0 г/моль.

18. Для розчинення 16,8 г металу було потрібно 14,7 г сірчаної кислоти. Визначити еквівалентну масу металу та об'єм водню, що виділився (умови нормальні).

Відповідь: 56,0 г/моль; 3,36 л.

19. На відновлення 1,80 г оксиду металу витрачено 883 мл водню, виміряного за нормальних умов. Обчислити еквівалентні маси оксиду і металу.

Відповідь: 24,2 г/моль; 16,2 г/моль.

20. Деяка кількість металу, еквівалентна маса якого дорівнює 27,9 г/моль, витісняє з кислоти 700 мл водню, виміряного за нормальних умов. Визначити масу металу.

Відповідь: 1,74 г.

21. 1,60 г кальцію і 2,61 г цинку витісняють з кислоти однакові кількості водню. Обчислити еквівалентну масу цинку, знаючи, що еквівалентна маса кальцію дорівнює 20,0 г/моль.

Відповідь: 32,6 г/моль.

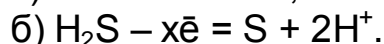
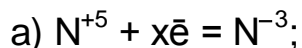
ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Молярна маса еквівалента металу дорівнює 9 г/моль. Розрахувати молярну масу еквівалента його нітрату і сульфату.
Відповідь: 71 г/моль; 57 г/моль.

2. Розрахуйте молярну масу еквівалента: а) вуглецю в CH_4 ; б) фосфат-іону PO_4^{3-} ; в) кальцію в CaSO_4 .
Відповідь: а) 12 г/моль; б) 31,7 г/моль; в) 20 г/моль.

3. Визначить молярні маси еквівалента для сполук: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Fe_2O_3 .
Відповідь: 48,8 г/моль; 31 г/моль; 57 г/моль; 26,7 г/моль.

4. Вкажіть число електронів в окислювальному та відновному процесах і розрахуйте молярну масу еквівалента окислювача та відновника:



Відповідь: а) 8 електронів, 1,8 г/моль; б) 2 електрона, 17 г/моль.

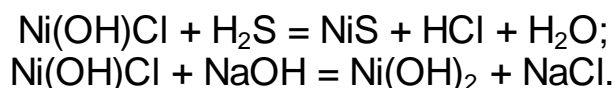
5. Молярна маса еквівалента карбонату деякого металу становить 74 г/моль. Визначити молярні маси еквівалентів цього металу і його оксиду.

Відповідь: 44 г/моль; 52 г/моль.

6. Розрахувати об'єм 1 моль еквівалента сірководню (н.у.), який окислюється до оксиду сірки (IV).

Відповідь: 3,73 л.

7. Визначити молярну масу еквівалента $\text{Ni}(\text{OH})\text{Cl}$ в реакціях:



Відповідь: 55,6 г/моль; 111,2 г/моль.

8. При взаємодії 4,8 г невідомого металу і 13 г цинку з соляною кислотою виділяється однаковий об'єм водню. Обчислити молярні маси еквівалентів металу, його оксиду та його хлориду.

Відповідь: $E_{m(\text{Me})} = 12$ г/моль; $E_{m(\text{Me}_x\text{O}_y)} = 20$ г/моль, $E_{m(\text{MeCl}_x)} = 47,5$ г/моль.

9. Розрахувати молярні маси еквівалентів металу і його гідроксиду, якщо хлорид цього металу містить 79,7 мас.% хлору, а молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,5 г/моль.

Відповідь: $E_{m(\text{Me})} = 9$ г/моль; $E_{m(\text{Me(OH)}_x)} = 26$ г/моль.

10. Який об'єм 0,6М розчину H_2O_2 піде на окислення 150 мл 2н. розчину FeSO_4 в реакції:



Відповідь: 250 мл.

11. Визначити об'єм хлору (н.у), необхідний для окислення 100 мл 0,5 н розчину K_2MnO_4 .

Відповідь: 0,56 л.

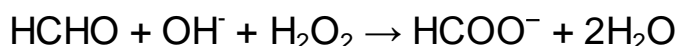
12. Для нейтралізації 10 мл 1М розчину КОН потрібно 0,66 г кислоти. Знайти молярні маси еквівалентів кислоти і її кальцієвої солі в обмінній реакції.

Відповідь: $E_{m(\text{кислоти})} = 66$ г/моль; $E_{m(\text{солі})} = 85$ г/моль.

13. В результаті обмінної реакції Бромід металу повністю переведений в сульфат, при цьому маса продукту зменшилася в 1,47 разів. Знайти молярну масу еквівалента металу. Визначити, який це метал.

Відповідь: $E_{m(\text{Me})} = 20$ г/моль; Са.

14. Пестицид містить формальдегід. Наважку цього препарату масою 3,017 г обробили 50,00 мл 1М розчину NaOH ($K = 0,9022$) в присутності пероксиду водню. При нагріванні суміші відбулася реакція:



Після охолодження на титрування надлишку луку пішло 20,12 мл розчину HCl з $T(\text{HCl}) = 0,03798$. Обчислити масову частку (%) формальдегіду в препараті пестициду.

Відповідь: 20,86%.

15. На нейтралізацію 0,943 г фосфористої кислоти H_3PO_3 витрачено 1,291 г КОН. Обчисліть кількість речовини еквівалента і молярну масу еквівалента фосфористої кислоти, її основність і напишіть рівняння реакції нейтралізації.

16. Скільки грамів магнію потрібно взяти, щоб отримати такий же об'єм водню, який був отриманий при взаємодії 26,97 г алюмінію

з кислотою? Молярні маси еквівалента магнію і алюмінію відповідно рівні 12,16 і 8,99 г/моль.

17. Від чого залежить еквівалент хімічного елемента:

- а) від валентності елемента;
- б) завжди є постійною величиною?

18. Яка формула правильно виражає закон еквівалентів:

а) $\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m_2}}{E_{m_1}}$ б) $m_1 E_{m_2} = m_2 E_{m_1}$

19. Фосфор утворює два різних за складом хлориди. Еквівалент якого елемента зберігається в цих сполуках постійним:

- а) хлору; б) фосфору?

20. Вибрати правильні значення еквівалентних об'ємів кисню і водню за нормальних умов:

- а) 11,2 л O₂ і 22,4 л H₂; б) 11,2 л O₂ і 11,2 л H₂;
- в) 5,6 л O₂ і 11,2 л H₂.

21. Еквівалентна маса металу дорівнює 12 г/моль. Чому дорівнює еквівалентна маса його оксиду:

- а) 24 г/моль; б) не можна визначити; в) 20 г/моль?

22. Еквівалентна маса металу в 2 рази більша, ніж еквівалентна маса кисню. У скільки разів маса оксиду більша від маси металу:

- а) в 1,5 рази; б) у 2 рази; в) в 3 рази?

23. Чи однакова еквівалентна маса хрому у сполуках CrCl₃ і Cr₂(SO₄)₃:

- а) так, б) ні?

24. Чи однакова еквівалентна маса заліза в сполуках FeCl₂ і FeCl₃:

- а) так, б) ні?

3.2. ОСНОВНІ ГАЗОВІ ЗАКОНИ

Вивчення властивостей газоподібних речовин і хімічних реакцій за участю газів відіграло важливу роль у становленні атомно-молекулярної теорії, тому газові закони заслуговують спеціального розгляду.

Стан ідеального газу заданої маси характеризується трьома параметрами:

температура	T,
тиск	P,
об'єм	V.

Заведено вважати, що газова система знаходиться в нормальних умовах (скорочено – н.у.), коли $T = 273 \text{ °K}$ (0 °C); $P = 101325 \text{ Па}$ (в технічних розрахунках беруть 100 кПа) = 1 атм = 760 мм рт. ст. Параметри стану газової системи за н.у. зазвичай помічають індексом «0»: T_0 ; P_0 ; V_0 .

Особливий інтерес в пневмохімії представляють процеси, в яких один з параметрів стану газу лишається постійним. Такі процеси мають назву *ізопроееси*.

Між параметрами стану газової системи експериментально були встановлені такі співвідношення:

1) для газових систем з *постійною температурою* – закон *Бойля-Маріотта* (1662 р), його ще називають *ізотермічний закон*:

при $T = \text{const}$ тиск, вироблений даною масою газу, обернено пропорційний об'єму газу

Математичною мовою ізотермічний закон записується таким співвідношенням:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2, \text{ або } PV = \text{const.}$$

2) *ізохоричний закон* встановив *Шарль* (1787 р):

при $V = \text{const}$ тиск газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2, \text{ або } P/T = \text{const.}$$

3) *ізобаричний закон Гей-Люссака* (1802 р) свідчить:

при $P = \text{const}$ об'єм газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі

$$V_1/T_1 = V_2/T_2, \text{ або } V/T = \text{const.}$$

У 1834 р. Клапейрон, об'єднав газові закони і вивів *рівняння стану ідеального газу*:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \text{ або } \frac{PV}{T} = \text{const}$$

У 1874 р. Менделєєв визначив аналогічну залежність для 1 моль газу, тому зараз його називають *рівнянням Менделєєва-Клапейрона*:

$$\frac{PV}{T} = R \text{ або } PV = RT$$

де R – універсальна газова стала, величина якої залежить від обраної розмірності параметрів, що характеризують стан газу (табл. 3.2.).

Таблиця 3.2.

Величина R залежно від розмірності параметрів системи за н.у.

Тиск P (н.у.)	Молярний об'єм V _m , (н.у.)	Температура T°K (н.у.)	Універсальна газова стала R = P ₀ V ₀ /T ₀
101325 Па	22,4×10 ⁻³ м ³ /моль	273,15	8,314 Дж/(моль·К)
1 атм.	22,4 л/моль	273,15	0,082 л·атм/(моль·К)
760 мм рт ст	22400 мл/моль	273,15	62360 мм рт. ст. · мл/(моль·К)

Рівняння Менделєєва-Клапейрона можна записати у вигляді:

$$PV = nRT \text{ або } PV = \frac{m}{M} \cdot RT$$

Це рівняння справедливе для всіх газів в будь-яких кількостях і для всіх значень P, V і T, при яких газу можна вважати ідеальними. Так, рівняння дозволяє знайти кількість речовини газу за його об'ємом. За н.у. маємо:

$$n = V/V_m = V/22,413 \text{ л,}$$

а за довільних умов

$$n = PV/(RT).$$

Більшість хімічних реакцій, у тому числі й газових, виконуються при постійних температурі і тиску. При цих умовах з рівняння Менделєєва-Клапейрона випливає:

$$1) \quad V = nRT/P = n(RT/P),$$

оскільки вираз в дужках постійний, то це означає, що

$$V_1/n_1 = V_2/n_2, \text{ або } V \sim n.$$

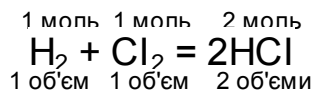
Отже, об'єм газу прямо пропорційний числу моль (або числу молекул), причому коефіцієнт пропорційності (RT/P) однаковий для всіх газів і залежить тільки від тиску і температури. Це є не що інше, як *закон Авогадро* (1811 р):

однакові об'єми різних газів при однакових умовах (тиску і температурі) містять однакове число молекул.

З цього ж твердження випливає *закон об'ємних відносин Гей-Люссака* (1808 р):

об'єми газів, що взаємодіють, відносяться між собою та до об'ємів утворених газоподібних продуктів, як невеликі цілі числа.

Тобто, при стехіометричних розрахунках газових реакцій число моль газів можна замінити їх об'ємами. Наприклад під час взаємодії водню та хлору утворюються два об'єми хлороводню,



а об'єми газів до і після реакції співвідносяться, як 1 : 1 : 2.

2) за допомогою рівняння Менделєєва-Клапейрона можна одержати вираз для густини газів

$$\rho = m/V = MP/RT = M \cdot (P/RT),$$

оскільки вираз в дужках є постійною величиною, то маємо:

$$\rho_1/M_1 = \rho_2/M_2, \text{ або } \rho \sim M.$$

Отже, густина газів прямо пропорційна їх молярній масі при заданих тиску та температурі. Цей результат дозволяє вивести вираз для визначення *відносної густини газів*, який показує, у скільки разів один газ важчий іншого. Тобто, густину газу А по газу В можна визначити таким чином:

$$D_{B(A)} = \rho_{(A)}/\rho_{(B)} = M_{(A)}/M_{(B)}.$$

Приклад 2: Обчислити масу 450 мл сірчастого газу при температурі 80 °С і тиску 740 мм рт. ст.

Дано:

$$V = 450 \text{ мл}$$

$$T = 80 \text{ °С} + 273 = 353 \text{ °К}$$

$$P = 740 \text{ мм рт.ст.}$$

$$R = 62360 \text{ мм рт.ст.} \cdot \text{мл}/(\text{моль} \cdot \text{град})$$

$$M_{(\text{SO}_2)} = 64 \text{ г/моль}$$

Найти:

$$m_{(\text{SO}_2)} = ?$$

Розв'язання: 3 рівняння

Менделєєва-Клапейрона

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT$$

находимо:

$$m = MPV/RT$$

Щоб не помилитися в розмірності отриманого результату, виконуємо розрахунки із зазначенням розмірності кожної величини:

$$\begin{aligned} m_{(\text{SO}_2)} &= 64 \text{ г/моль} \times 740 \text{ мм рт. ст.} \times 450 \text{ мл} : \\ &: 62360 \text{ мм рт. ст.} \cdot \text{мл}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \times 353 \text{ °К} = 0,965 \text{ г.} \end{aligned}$$

Відповідь: $m_{(\text{SO}_2)} = 0,965 \text{ г.}$

Приклад 3. Пари 200 г хлорбензолу, перебуваючи при температурі 25 °С в резервуарі об'ємом 10 л, створюють тиск 0,5 МПа. Необхідно обчислити відхилення стану цих парів від ідеального газу та пояснити, чим зумовлене таке відхилення?

Дано:

$$m_{(C_6H_5Cl)} = 200 \text{ г} = 0,2 \text{ кг}$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ }^\circ\text{K}$$

$$V = 10 \text{ л} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$$

$$P = 0,5 \text{ МПа} = 5,0 \cdot 10^5 \text{ Па}$$

$$M_{(C_6H_5Cl)} = 142,5 \text{ г/моль} = 0,1425 \text{ кг/моль}$$

$$R = 8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)}$$

Найти: $P_{\text{ід.газу}} = ?$

Розв'язання: За даними завдання можна визначити, яким був би тиск ідеального газу при тих же умовах, і порівняти його з тиском реального газу. З рівняння Менделєєва-Клапейрона

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT$$

находимо:

$$P_{\text{ід.газу}} = m_{(C_6H_5Cl)} \cdot RT / (M_{(C_6H_5Cl)} \cdot V)$$

Підставляючи значення величин з умов задачі, отримаємо:

$$P_{\text{ід.газу}} = 0,2 \text{ кг} \times 8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)} \times 298 \text{ }^\circ\text{K} / (0,1425 \text{ кг/моль} \times 1 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3) = 3,5 \cdot 10^5 \text{ Па.}$$

Відповідь: при заданих умовах тиск ідеального газу має становити $3,5 \cdot 10^5$ Па. Розходження у тисках можна пояснити взаємодією між молекулами реального газу.

3.2.1. Парціальний тиск газів

При визначенні молекулярних мас газоподібних речовин часто доводиться вимірювати об'єм газу, зібраний над водою і тому насичений водяною парою. Визначаючи в цьому випадку тиск газу, необхідно вводити поправку на парціальний тиск водяної пари.

Парціальним тиском газу (p) називається та частина загального тиску, виробленого газовою сумішшю, яка припадає на частку даного газу.

Закон парціальних тисків можна сформулювати так:

Загальний тиск суміші газів, що не вступають один з одним у хімічну взаємодію, дорівнює сумі парціальних тисків газів – складових суміші

$$P_{\text{загал.}} = p_1 + p_2 + \dots p_x.$$

3.2.2. Об'ємний вміст газу в газовій суміші

Це частина об'єму газової суміші, яку займала б в ній кількість даного газу при тій же температурі і парціальному тиску, рівному загальному тиску газової суміші.

Така величина може бути виражатись в частках загального об'єму (*об'ємна частка* – φ)

$$\varphi = v_i / V_{\text{загал.}}$$

або у відсотках від загального об'єму (відсоток за об'ємом):

$$\varphi = v_i \cdot 100\% / V_{\text{загал.}}$$

Часто буває необхідним знати молярну масу повітря, яку можна визначити (як і молярну маса будь-якої суміші газів) з урахуванням об'ємної частки кожного газу:

$$M_{\text{суміші}} = \varphi_1 \cdot M_1 + \varphi_2 \cdot M_2 + \dots + \varphi_x \cdot M_x$$

Відомо, що повітря складеться з $\varphi(\text{O}_2) \approx 0,2$ (або 20%) і $\varphi(\text{N}_2) \approx 0,8$ (або 80%), отже отримуємо:

$$M_{\text{повітря}} = \varphi(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + \varphi(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 0,2 \cdot 32 + 0,8 \cdot 28 = 29 \text{ г/моль}$$

Парціальним називають об'єм компонента, який входить до складу суміші, при температурі і тиску суміші. Очевидно, що сума парціальних об'ємів компонентів газової суміші дорівнює повному об'єму суміші, тобто:

$$V_{\text{суміші}} = V_1 + V_2 + \dots + V_i.$$

Приклад 4. У балоні місткістю 4 л змішали газу, отримані при прожарюванні 4,9 г бертолетової солі і реакції 6,0 г кальцію з водою. Знайти склад газової суміші, а також загальний і парціальні тиски і парціальні об'єми газів при $T = 273 \text{ }^\circ\text{K}$.

Дано:

$$V_{\text{загал.}} = 4 \text{ л} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

$$m(\text{KClO}_3) = 4,9 \text{ г}$$

$$M(\text{KClO}_3) = 122,5 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Ca}) = 6,0 \text{ г}$$

$$M(\text{Ca}) = 40 \text{ г/моль}$$

$$T = 273 \text{ }^\circ\text{K}$$

$$R = 8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)}$$

Найти:

$$\varphi(\text{O}_2) = ?$$

$$\varphi(\text{H}_2) = ?$$

$$P_{\text{загал.}} = ?$$

$$p(\text{O}_2) = ?$$

$$p(\text{H}_2) = ?$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

Розв'язання: 1) запишемо рівняння реакцій розкладання бертолетової солі і взаємодії кальцію з водою:



2) визначимо, кількості газів, що виділилися в реакціях:

$$n(\text{O}_2) = 3 \text{ моль} \times 4,9 \text{ г} : 2 \times 122,5 \text{ г/моль} = 6 \cdot 10^{-2} \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_2) = 6,0 \text{ г} : 40 \text{ г/моль} = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ моль}$$

$$n_{\text{загал.}} = n(\text{O}_2) + n(\text{H}_2) = 6 \cdot 10^{-2} + 1,5 \cdot 10^{-1} = 0,21 \text{ моль}$$

3) знаходимо склад суміші:

$$\varphi(\text{O}_2) = 6 \cdot 10^{-2} \text{ моль} / 0,21 \text{ моль} = 0,286 \text{ (28,6\%)}$$

$$\varphi(\text{H}_2) = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ моль} / 0,21 \text{ моль} = 0,714 \text{ (71,4\%)}$$

4) загальний тиск суміші в балоні визначимо за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$P_{\text{загал.}} = n_{\text{загал.}} \cdot RT / V_{\text{загал.}} =$$

$$= 0,21 \text{ моль} \times 8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)} \times 273 \text{ }^\circ\text{K} / 4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 = 119160 \text{ Па.}$$

5) парціальні тиски і об'єми визначаємо за формулами

$$p_i = \varphi_i \cdot P_{\text{загал.}} \quad i \quad v_i = \varphi_i \cdot V_{\text{загал.}}$$

звідки маємо:

$$p(\text{O}_2) = 0,286 \times 119160 \text{ Па} = 34080 \text{ Па};$$

$$p(\text{H}_2) = 0,714 \times 119160 \text{ Па} = 85080 \text{ Па};$$

$$V(\text{O}_2) = 0,286 \times 4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \text{ (1,1 л)}$$

$$V(\text{H}_2) = 0,714 \times 4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 = 2,9 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \text{ (2,9 л)}.$$

ЗАДАЧІ

1. Визначити мольну масу газу, якщо маса 600 мл його за н.у. дорівнює 1,714 г.
Відповідь: 64 г/моль.
2. Маса $0,001 \text{ м}^3$ газу (за н.у.) дорівнює 1,25 г.
Обчислити: а) мольну масу газу; б) масу однієї молекули газу.
Відповідь: а) 28 г/моль; б) $4,65 \cdot 10^{-23}$ г.
3. При температурі $17 \text{ }^\circ\text{C}$ і тиску 104 кПа (780 мм рт. ст.) маса 624 мл газу дорівнює 1,56 г. Яка молекулярна маса газу?
Відповідь: 58 а.о.м.
4. Визначте об'єм 200 г водню при 740 мм рт. ст. і $27 \text{ }^\circ\text{C}$.
Відповідь: $2,53 \text{ м}^3$
5. Яка молярна маса газу, 9 г якого при $70 \text{ }^\circ\text{C}$ і тиску 600 мм рт. ст. займають об'єм 4,532 л?
Відповідь: 71 г/моль
6. Який об'єм аміаку, отриманого випаровуванням 50 кг рідкого аміаку, при атмосферному тиску і температурі $20 \text{ }^\circ\text{C}$?
Відповідь: $70,7 \text{ м}^3$
7. Розрахуйте, який об'єм займає 1 кг повітря при $T = 17 \text{ }^\circ\text{C}$ і $P = 101,33 \text{ кПа}$?
Відповідь: 820 л.
8. Маса $0,001 \text{ м}^3$ газу за н.у. дорівнює 0,0021 кг. Розрахувати мольну масу газу і його відносну густину за повітрям.
Відповідь: 47 г/моль; 1,62.
9. Тиск газу, що займає об'єм 2,5 л, дорівнює 121,6 кПа. Чому буде дорівнює тиск, якщо, не змінюючи температури, стиснути газ до об'єму в 1 л?
Відповідь: 303,9 кПа.
10. Балон з газом при $P = 2 \cdot 10^6 \text{ Па}$ і $T = 27 \text{ }^\circ\text{C}$ підігріли на $50 \text{ }^\circ\text{C}$, після чого в посудині залишилася половина початкової маси газу. Яким буде тиск в балоні?
Відповідь: $1,166 \cdot 10^6 \text{ Па}$
11. Визначте густину суміші, що містить 4 г водню і 32 г кисню при температурі $7 \text{ }^\circ\text{C}$ і загальному тиску 10^5 Па .
Відповідь: $0,51 \text{ кг/м}^3$
12. Газова суміш складається з NO і CO_2 . Розрахувати об'ємний вміст газів в суміші (в %), якщо їх парціальний тиск становить відповідно 36,3 і 70,4 кПа.
Відповідь: 34% NO, 66% CO_2 .
13. У посудині місткістю $0,6 \text{ м}^3$ знаходиться при $0 \text{ }^\circ\text{C}$ газова суміш, яка складається з 0,2 кг CO_2 , 0,4 кг O_2 і 0,15 кг CH_4 .
Визначити: а) загальний тиск суміші; б) парціальний тиск кожного з газів; в) відсотковий склад суміші за об'ємом.

Відповідь: 100 кПа, 17,2% CO₂; 47,3% O₂; 35,5% CH₄.

14. Температура азоту, що знаходиться в сталевому балоні під тиском 12,5 МПа, дорівнює 17 °С. Граничний тиск для балона 20,3 МПа. При якій температурі тиск азоту досягне граничного значення?

Відповідь: 114 °С.

15. При 17 °С деяка кількість газу займає об'єм 580 мл. Який об'єм займе ця ж кількість газу при 100 °С, якщо тиск його залишиться незмінним?

Відповідь: 746 мл.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

- Який об'єм за н.у. займуть $9,03 \cdot 10^{21}$ молекул озону?
 - 336 мл;
 - 223 мл;
 - 111 мл.
- Чому дорівнює маса монооксиду вуглецю, якщо його об'єм становить 50 літрів.
 - 62,5 г;
 - 51,6 г;
 - 22,4 г.
- Під час вибуху суміші, що складалася з 2 г водню і 12 г кисню, утворилася вода. Визначте масу води.
 - 13,5 г;
 - 12,0 г;
 - 11,5 г.
- На світлі або при нагріванні відбувається розкладання перекису водню (H₂O₂) з виділенням кисню. Який об'єм O₂ виділиться при розкладанні 3 моль реагенту?
 - 33,6 л;
 - 30,4 л;
 - 28,2 л.
- Ємність 4 л, обладнану термометром і манометром, заповнюють фтором (F₂). При якому тиску газу маса фтору складе 5 г, якщо температуру підтримували, рівною 20 °С?
 - 80,1317 Па;
 - 69,1945 Па;
 - 53,1284 Па.
- Герметичну ємність з електродами повністю заповнили підкисленою водою і пропустили постійний струм. Який тиск створився б у такий достатньо міцній ємності, якби вода була абсолютно нестисливою?

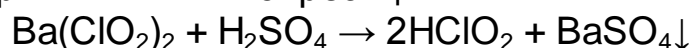
- а) $P = 1867$ атм;
 - б) $P = 2564$ атм ;
 - в) $P = 3385$ атм.
7. У холодильниках в якості холодоагенту часто використовується фреон 12 (діфтордіхлорметан) – газоподібна речовина, яка легко переходить в рідину. Знайдіть його відносну густину за повітрям і за вуглекислим газом.
- а) 4,17 і 2,75;
 - б) 3,72 і 2,03;
 - в) 2,25 і 1,54.
8. Виберіть умови, при яких збільшення маси даного газу не призвело б, до зростання його об'єму:
- а) знизити температуру;
 - б) збільшити тиск;
 - в) не можна підібрати умов?
9. Які значення температури і тиску відповідають нормальним умовам для газів:
- а) $t = 25$ °С, $P = 760$ мм рт. ст.;
 - б) $t = 0$ °С, $P = 1,013 \cdot 10^5$ Па;
 - в) $t = 0$ °С, $P = 760$ мм рт. ст.?
10. Який об'єм займає 1 моль будь-якого газу за "нормальних умов"
- а) $V = 22,4$ л;
 - б) $V = 1$ л;
 - в) $V = 1$ м³;
 - г) $V = 22,4$ м³;
 - д) $V = 100$ л.
11. Вкажіть параметри "нормальні умови" для газів
- а) $P = 105$ Па, $T = 273$ °К;
 - б) $P = 105$ Па, $T = 298$ °К;
 - в) $P = 1$ Па, $T = 273$ °К;
 - г) $P = 10$ Па, $T = 273$ °К.
12. Чому дорівнює маса 5,6 літрів газу H₂S за н. у. (у грамах)?
- а) 8,5;
 - б) 7,9;
 - в) 8,8;
 - г) 9,0;
 - д) 8,0.
13. Посудина наповнена сумішшю кисню та азоту. При якому співвідношенні парціальних тисків маси газів будуть однакові:
- а) $P_{O_2} = P_{N_2}$;
 - б) $P_{O_2} = 0,875 P_{N_2}$;
 - в) $P_{O_2} = 1,14 P_{N_2}$?

14. Парціальний тиск кисню в повітрі дорівнює 22 кПа. Чому дорівнює вміст кисню у відсотках за об'ємом:
- 42%;
 - 21%;
 - 10,5%?
15. Водень збирали в одному випадку над водою, в іншому – над ртуттю за однаковими умовами. В обох випадках об'єм газу виявився однаковим. Чи однакові кількості зібраного водню:
- однакові;
 - кількість водню, зібраного над ртуттю, більша;
 - кількість водню, зібраного над водою, більша?

3.3. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ І РІВНЯННЯМИ

Хімічна формула – це умовний запис складу речовини за допомогою хімічних знаків (запропоновані Й. Берцелиусом в 1814 р.) й індексів (індекс – цифра, що стоїть внизу справа від символу, що позначає число цих атомів в даній молекулі). Хімічна формула інформує – які атоми і в якому співвідношенні з'єднані між собою в молекулі даної речовини. Так, наприклад, хімічна формула води H_2O показує, що її молекула складається з двох атомів водню і одного атома кисню.

Хімічним рівнянням (рівнянням хімічної реакції) називають умовний запис хімічної реакції за допомогою хімічних формул, числових (стехіометричних) коефіцієнтів і математичних символів («+», «→», «=» тощо). Рівняння хімічної реакції дає якісну та кількісну інформацію про хімічну реакцію, реагенти і продукти реакції. Так, з рівняння хімічної реакції:



можна отримати, наприклад, таку інформацію: при взаємодії хлориту барію і сірчаної кислоти відбувається необоротна реакція з утворенням хлористої кислоти і сульфату барію, який випадає в осад.

3.3.1. Визначення молекулярної маси речовини

У хімічних розрахунках не використовують значення *абсолютних мас атомів* або *молекул* (бо незручно – надто малі величини), а користуються величинами *відносних мас*. Для розрахунку зазначених величин використовують міжнародну одиницю атомних мас (а.о.м), яка дорівнює 1/12 маси ізотопу ^{12}C – основного ізотопу природного вуглецю:

$$1 \text{ а.о.м} = 1/12 \cdot (m(^{12}C)) = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Відносна атомна маса (A_r) – безрозмірна величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома елемента (з урахуванням процентного вмісту ізотопів у природі) до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Величину A_r будь-якого елемента можна знайти в таблиці Д.І. Менделєєва (див. Додатки), наприклад, для алюмінію:

$$A_r(\text{Al}) = 26,982.$$

Середня абсолютна маса атома (m_a) дорівнює відносній атомній масі, помноженій на а.о.м.

Тобто, середня абсолютна маса атома алюмінію, дорівнює:

$$m_a(\text{Al}) = 26,982 \times 1,66057 \cdot 10^{-24} = 4,481055 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Відносна молекулярна маса (M_r) – безрозмірна величина, що показує, у скільки разів маса молекули даної речовини більше $1/12$ маси атома вуглецю ^{12}C .

Математично це можна записати в такому вигляді:

$$M_r = m_r / (m_a(^{12}\text{C})/12),$$

де m_r – маса молекули даної речовини; $m_a(^{12}\text{C})$ – маса атома вуглецю ^{12}C .

Таким чином, з урахуванням того, що алюміній є атомарною сполукою і $m_r(\text{Al}) = m_a(\text{Al})$, можна визначити відносну молекулярну масу алюмінію:

$$M_r(\text{Al}) = 4,481055 \cdot 10^{-23} \text{ г} / (12 \times 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г} / 12) = 26,982.$$

В хімічних розрахунках заведено вважати, що відносна молекулярна маса складних речовин дорівнює сумі відносних атомних мас всіх елементів з урахуванням індексів (i):

$$M_r = \sum i \cdot A_r(e_i),$$

наприклад,

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \times A_r(\text{Al}) + 3 \times A_r(\text{O}) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102.$$

Оскільки розрахована таким шляхом відносна молекулярна маса є безрозмірною величиною, то використовувати її в кількісних хімічних розрахунках не можна.

Абсолютна маса молекули дорівнює відносній молекулярній масі, помноженій на а.о.м.

$$m_r = M_r \times 1 \text{ а.о.м.} = M_r \times 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Але в звичайних зразках речовин число атомів і молекул дуже велике, тому була взята спеціальна одиниця вимірювання структурних одиниць – *кількість речовини*.

Поняття «кількість речовини» означає певне число структурних елементів (молекул, атомів, іонів тощо), яке зазвичай позначається літерою n і вимірюється в *моль*.

1 моль – це кількість речовини, що містить таке ж число частинок (будь-яких структурних одиниць), скільки атомів міститься в 12 г ізотопу ^{12}C

Таке число, визначене з великою точністю, має назву *стала Авогадро* (N_A) – в практичних розрахунках його беруть рівним $6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$. Використовуючи число Авогадро і абсолютну масу молекули, можна розрахувати масу 1 моль будь-якої речовини – це так звана молярна (мольна) маса речовини (M), яка має розмірність г/моль. Отже, наприклад, для оксиду алюмінію маємо:

$$\begin{aligned} M(\text{Al}_2\text{O}_3) &= m_r(\text{Al}_2\text{O}_3) \times N_A = M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) \times 1 \text{ а.о.м.} \times N_A = \\ &= 102 \times 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 102 \text{ г/моль.} \end{aligned}$$

Порівнюючи величини, бачимо, що молярна маса Al_2O_3 чисельно дорівнює його відносній молекулярній масі, проте перша величина має розмірність г/моль, а друга – безрозмірна.

Постійна Авогадро є коефіцієнтом пропорційності, який забезпечує перехід від молекулярних співвідношень до мольних. Всі твердження щодо молекул залишаються справедливими і для моль (при заміні, в разі необхідності, а.о.м. на г.), наприклад, рівняння реакції:



означає, що дві молекули водню реагують з однією молекулою кисню або (що одне й те ж) два моль водню реагують з одним моль кисню.

Кількість будь-якої речовини обчислюється як відношення її маси до молярної маси цієї речовини:

$$n = m/M.$$

Для розрахунку кількості газоподібної речовини зручніше користуватися, як зазначалося вище, молярним (мольним) об'ємом (V_m), який при н.у. дорівнює 22,4 л/моль:

$$n = V/V_m.$$

Молярний об'єм можна використовувати для розрахунку молярної маси будь-якого газу.

Приклад 5. Визначити молярну масу газу, якщо за н.у. 3,570 г його займають об'єм 500 мл.

Дано:

$$V = 500 \text{ мл} = 0,5 \text{ л}$$

$$m = 3,570 \text{ г}$$

н.у.

Найти:

$$M = ?$$

Розв'язання: Кількості газу, розраховані через молярну масу і молярний об'єм повинні бути рівними, тобто

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

звідки для розрахунку молярної маси можна отримати вираз:

$$M = \frac{m \cdot V_m}{V} =$$

$$= 3,570 \text{ г} \times 22,4 \text{ л/моль} / 0,5 \text{ л} = 160 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: мольна маса газу дорівнює 160 г/моль, а молекулярна маса 160.

На наступному прикладі розглянемо можливість розрахунку молярної маси газу, якщо відома його відносна густина.

Приклад 6. Густина газу по повітрю дорівнює 0,97. Визначте молярну масу газу.

Дано:

$$D = 0,97$$

Найти:

$$M = ?$$

Розв'язання: Відповідно до закону Авогадро, при однакових умовах відношення мас однакових об'ємів двох газів має дорівнювати відношенню їх молярних мас, тобто

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

в той же час, відношення мас однакових об'ємів газів є відносною густиною одного з них по іншому, тому

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

звідки знаходимо:

$$M = D \times M_{\text{повітря}} = 0,97 \times 29 = 28 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 28 г/моль, а молекулярна маса 28.

Рівняння Менделєєва – Клапейрона (рівняння стану ідеального газу) пов'язує масу (m), температуру (T), тиск (P) і об'єм (V) газу з його мольною масою (M):

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT$$

де R – універсальна газова стала.

Користуючись цим рівнянням, можна обчислити будь-яку з величин, що входять до неї, якщо відомі решта величин.

При визначенні молярної маси газу за допомогою рівняння Менделєєва-Клапейрона необхідно уважно вибирати розмірності величин, що входять в нього. Оскільки історично склалося так, що розмірність молярної маси виражають в г/моль, то в хімічних

розрахунках зазвичай не дотримуються системі СІ, зокрема в даному випадку зручніше брати універсальну газову сталу в л·атм/(моль К), а об'єм і тиск, відповідно в л і атм.

Приклад 7. Обчислити молярну масу речовини, знаючи, що маса 600 мл її парів при 87 °С і тиску 83,2 кПа дорівнює 1,30 г.

Дано:

$$m = 1,30 \text{ г}$$

$$V = 600 \text{ мл} = 0,6 \text{ л}$$

$$P = 83,2 \text{ кПа} = 0,82 \text{ атм}$$

$$T = 87 \text{ °С} + 273 = 360 \text{ °К}$$

$$R = 0,082 \text{ л·атм/(моль К)}$$

Найти:

$$M = ?$$

Розв'язання: рівняння Менделєєва-

Клапейрона маємо:

$$M = \frac{m \cdot RT}{PV} =$$

$$= 1,30 \text{ г} \times 0,082 \text{ л·атм/(моль К)} \times 360 \text{ °К} :$$

$$: 0,82 \text{ атм} \times 0,6 \text{ л} = 78,0 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 78,0 г/моль, а молекулярна маса 78.

3.3.2. Визначення формули речовини

Формули речовин показують, які елементи і в якій кількості входять до складу речовини. Розглянемо два види хімічних формул:

1. *Найпростіша формула*, яку можна отримати через визначення співвідношення хімічних елементів в речовині із застосуванням значень атомної маси елементів.
2. *Молекулярна формула* показує дійсне число атомів кожного елемента в молекулі. Таку формула можна отримати, якщо відома молярна маса речовини.

Найпростіша і молекулярна хімічні формули можуть збігатися. Наприклад, найпростіша формула води H_2O співпадає з її молекулярною формулою, а найпростіша формула бензолу CH відрізняється від молекулярної формули – C_6H_6 числом атомів елементів і, звичайно, величиною молярної маси.

Приклад 8. Визначте молекулярну формулу газу, якщо співвідношення мас вуглецю і водню в його молекулі становить 6 : 1, а відносна густина сполуки по повітрю дорівнює 1,931.

Дано:

$$m(\text{C}) : m(\text{H}) = 6 : 1$$

$$D_{\text{пов.}}(\text{C}_x\text{H}_y) = 1,931$$

Найти:

$$\text{C}_x\text{H}_y - ?$$

Розв'язання:

1) Для знаходження найпростішої формули газу прийемо, що маса його включає 6 г вуглецю і 1 г водню, тоді з урахуванням атомних мас елементів:

$$x \div y = \frac{m(\text{C})}{A(\text{C})} \div \frac{m(\text{H})}{A(\text{H})} = \frac{6}{12} \div \frac{1}{1} = 0,5 \div 1,$$

2) Щоб отримати цілі числа, помножимо отримане на 2, тоді найпростіша формула газу буде – CH_2 .

3) Величину відносної густини газу по повітрю використовуємо для обчислення молярної маси сполуки:

$$D_{\text{пов.}}(\text{C}_x\text{H}_y) = M(\text{C}_x\text{H}_y)/M_{\text{пов.}}$$

звідки

$M(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{пов.}}(\text{C}_x\text{H}_y) \times M_{\text{пов.}} = 1,931 \times 29 \text{ г/моль} = 56 \text{ г/моль}$,
Тобто молярна маса газу більша, ніж ми отримали $M(\text{CH}_2) = 14$.

4) Щоб знайти молекулярну формулу газу, визначимо коефіцієнт, який підвищить молярну масу до істинного значення:

$$14 \times i = 56 \text{ звідки маємо } i = 56/14 = 4$$



Відповідь: найпростіша формула газу CH_2 , а молекулярна – C_4H_8 .

За визначенням, для виведення найпростішої формули речовини достатньо знати її склад і атомні маси елементів, що утворюють дану речовину.

Приклад 9. Фосфат калію містить 79,05% металу. Визначте молекулярну формулу сполуки.

Дано:

$$\omega(\text{K}) = 79,05 \%$$

$$M(\text{K}) = 39 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{P}) = 31 \text{ г/моль}$$

Найти:

$$\text{K}_x\text{P}_y - ?$$

Розв'язання:

1. Обчислимо масову частку фосфору:

$$\omega(\text{P}) = 100\% - 79,05\% = 20,95\%$$

2. Прийнемо, що загальна маса K_xP_y 100 г, тоді

$$m(\text{K}) = m_{\text{заг.}} \times \omega(\text{K}) = 100 \text{ г} \times (79,05\%/100\%) = 79,05 \text{ г}$$

$$m(\text{P}) = 100 \text{ г} - 79,05 \text{ г} = 20,95 \text{ г}$$

3. Розрахуємо кількості калію і фосфору:

$$n(\text{K}) = m(\text{K})/M(\text{K}) = 79,05 \text{ г}/39 \text{ г/моль} = 2,0269 \text{ моль}$$

$$n(\text{P}) = m(\text{P})/M(\text{P}) = 20,95 \text{ г}/31 \text{ г/моль} = 0,6758 \text{ моль}$$

В принципі, знайдені кількості елементів повинні відповідати індексам при атомах у формулі сполуки:

$$x : y = 2,0269 : 0,6758$$

4. Оскільки індекси повинні бути цілими числами, то кожне з чисел отриманого співвідношення ділимо на менше з них:

$$x : y = 2,0269/0,6758 : 0,6758/0,6758 = 3 : 1,$$

тобто молекулярна формула фосфату калію K_3P .

Відповідь: молекулярна формула сполуки K_3P .

3.3.3. Рівняння хімічних реакцій

У хімічних реакціях одні речовини перетворюються на інші. Речовини, що вступають у хімічну реакцію, нерідко називають

початковими реагентами, а нові, які утворюються внаслідок реакції, — продуктами.

Усі хімічні реакції зображують хімічними рівняннями. Складання хімічних рівнянь ґрунтується на законах стехіометрії, в першу чергу, на законі збереження маси речовин в хімічних реакціях, що дає можливість кількісно оцінювати хімічну взаємодію.

Закон збереження маси свідчить, що кількість речовини кожного елемента до реакції дорівнює кількості речовини кожного елемента після реакції.

Відповідно до цього закону, ліва (де записують початкові реагенти) і права (продукти реакції) частини хімічного рівняння повинні мати однакову кількість атомів будь-якого елемента.

Перевірка кількості атомів з лівої і правої частини може бути такою: перед найскладнішою хімічною формулою ставиться коефіцієнт 1. Далі розставляються коефіцієнти перед формулами речовин таким чином, що б кількість атомів кожного з елементів в лівій і правій частині рівняння була однакова, наприклад, для реакції:



Якщо один з коефіцієнтів – дробовий, то слід помножити всі коефіцієнти на число, що в знаменнику дробового коефіцієнта, тобто маємо:



Крім цього необхідно пам'ятати, що алгебраїчна сума зарядів (ступенів окислення) елементів в лівій і правій частині хімічного рівняння повинна дорівнювати нулю:

$$\begin{aligned} 2\text{H}_2^0 + \text{O}_2^0 &= 2\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2} \\ 2 \times 2 \cdot 0 + 2 \cdot 0 &= 2 \times 2 \cdot (+1) + 2 \times (-2) \\ 0 &= 0. \end{aligned}$$

У поєднанні з рівнянням хімічної реакції *моль речовини* є дуже зручним інструментом для хімічних розрахунків.

Приклад 10. Потрібно одержати 100 г сірчаної кислоти H_2SO_4 з триоксиду сірки SO_3 за реакцією: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.

Скільки літрів газу SO_3 (н.у.) і води буде потрібно для реакції?

Дано:
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100 \text{ г}$

Найти:
 $V(\text{SO}_3) = ?$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Розв'язання:

Підхід до розв'язання цього розрахункового завдання стає зрозумілим після того, як ми запишемо рівняння реакції разом з усіма відомими нам даними:

	SO_3	+	H_2O	=	H_2SO_4
Молярна маса:	80 г/моль		18 г/моль		98 г/моль
Співвідношення молей:	1 моль		1 моль		1 моль
Що відомо і що невідомо:	? л газу		? г води		100 г
	? моль		? моль		? моль

1) Обчислимо, яка кількість сірчаної кислоти міститься у 100 г:

$$100 \text{ г} / 98 \text{ г/моль} = 1,02 \text{ моль } \text{H}_2\text{SO}_4$$

З рівняння реакції випливає, що такі ж кількості будуть потрібні SO_3 і H_2O .

2) Визначимо, який об'єм при н.у. займає 1,02 моль SO_3 :

$$1,02 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,85 \text{ л.}$$

3) Розрахуємо потрібну масу води:

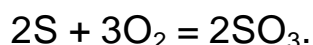
$$1,02 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 18,4 \text{ г.}$$

Відповідь: $V(\text{SO}_3) = 22,85 \text{ л}$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 18,4 \text{ г}$.

Ускладнимо завдання. Припустимо, у лабораторії немає SO_3 , але є сірка.

Приклад 11. Скільки сірки і скільки кисню (н.у.) буде потрібно для отримання 100 г сірчаної кислоти?

Розв'язання. Рівняння отримання SO_3 виглядає дещо складніше:



Зручніше розділити ліву і праву частину цього рівняння на 2, щоб в правій частині був лише 1 моль SO_3 (як в рівнянні отримання сірчаної кислоти у попередньому прикладі). Після цього запишемо всі відомі нам дані:

Рівняння реакції:	S	+	$3/2 \text{ O}_2$	=	SO_3
Молекулярна вага (а.о.м.):	32		32		80
Молярна маса:	32 г/моль		32 г/моль		80 г/моль
Співвідношення молей:	1 моль		$3/2$ моль		1 моль
Що відомо і що невідомо:	? г		? л		22,85 л
	(? моль)		(? моль)		(1,02 моль)

1) З рівняння реакції видно, що сірки потрібно теж 1,02 моль, або

$$1,02 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 32,6 \text{ г S.}$$

2) Кисню ж буде потрібно: $3/2 \cdot 1,02 \text{ моль} = 1,53 \text{ моль}$, що за н.у. становить:

$$1,53 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 34,27 \text{ л O}_2.$$

Відповідь: Для отримання 100 г сірчаної кислоти необхідно 1,02 моль оксиду сірки(VI), таку кількість якого можна одержати окисленням 32,6 г сірки 34,27 л кисню.

Таким чином, за допомогою простих розрахунків за рівняннями реакцій можна визначити не тільки необхідну кількість вихідних реагентів, а й передбачити кількість продуктів, які утворяться в результаті реакції. Особливо це зручно, коли один з реагентів узято в надлишку.

Наприклад, за рівнянням реакції, для якої розраховані кількості (в молях) вихідних реагентів:



можна передбачити, що продуктів реакції вийде тільки по 0,1 моль, а 0,2 моль HCl залишаться невитраченими.

ЗАДАЧІ

1. Обчисліть відносну молекулярну масу речовини, формула якої $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
Відповідь: $M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342$.
2. Розрахуйте кількість заліза в 40 г оксиду заліза(III).
3. Відповідь: 0,5 моль.
4. Скільки молекул міститься в 1,00 мл водню за нормальних умов?
Відповідь: $2,69 \cdot 10^{19}$.
5. Який об'єм за нормальних умов займають $27 \cdot 10^{21}$ молекул газу?
Відповідь: 1 л.
6. Маса $0,001 \text{ м}^3$ газу ($0 \text{ }^\circ\text{C}$, $101,33 \text{ кПа}$) дорівнює 1,25 г. Обчислити:
а) молярну масу газу;
б) масу однієї молекули газу.
Відповідь: 28 г/моль; $4,65 \cdot 10^{-23}$ г.
7. Обчислити масову частку кисню в речовині, формула якої SO_3 .
Відповідь: 0,6 (або 60%)
8. Обчисліть об'єм азоту(IV) в 23 г його оксиду.
Відповідь: 11,2 л.
9. Маса $0,001 \text{ м}^3$ газу за нормальних умов дорівнює 0,0021 кг. Визначити мольну масу газу і його густину за повітрям.
Відповідь: 47 г/моль; 1,62.
10. Густина етилену по кисню дорівнює 0,875. Визначити молекулярну масу газу.

Відповідь: 28,0.

11. При 17 °С і тиску 104 кПа (780 мм рт. ст.) Маса 624 мл газу дорівнює 1,56 м. Обчислити молекулярну масу газу.

Відповідь: 58,0.

12. Знайти найпростішу формулу речовини, яка містить (за масою) 43,4% натрію, 11,3% вуглецю і 45,3% кисню.

Відповідь: Na_2CO_3 .

13. Знайти найпростішу формулу речовини, до складу якого входять водень, вуглець, кисень і азот у співвідношенні мас 1: 3: 4: 7.

Відповідь: COH_4N_2 .

14. Знайти найпростішу формулу оксиду ванадію, знаючи, що 2,73 г оксиду містять 1,53 г металу.

Відповідь: V_2O_5 .

15. Речовина містить (за масою) 26,53% калію, 35,37% хрому і 38,10% кисню. Знайти її найпростішу формулу.

Відповідь: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

16. Знайти формулу кристалогідрату хлориду барію, знаючи, що 36,6 г солі при прожарюванні втрачають у масі 5,4 г.

Відповідь: $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

17. Розчин, що містить 34,0 г AgNO_3 , змішують з розчином, що містить таку ж масу NaCl . Чи весь нітрат срібла вступить в реакцію? Скільки грамів AgCl буде в результаті реакції?

Відповідь: 28,7 г AgCl .

18. При спалюванні 3,00 г антрациту, вийшло 5,30 л CO_2 , виміряного за н.у. Скільки відсотків вуглецю (за масою) містить антрацит?

Відповідь: 94,6%.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Скільки молекул міститься в 20 моль кисню?

а) $1,204 \cdot 10^{25}$;

б) $2,455 \cdot 10^{23}$;

в) $3,020 \cdot 10^{21}$.

2. Визначте скільки атомів кисню міститься в 3 моль вуглекислого газу.

а) $1,8 \cdot 10^{22}$;

б) $2,5 \cdot 10^{23}$;

в) $6,0 \cdot 10^{24}$.

3. Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.), який можна одержати в результаті взаємодії 7 г карбонату кальцію з HCl , що містить 7,3 г хлориду водню.

- а) 15,68 л
 - б) 10,31 л
 - в) 8,25 л
4. При взаємодії надлишку соляної кислоти з 20 г цинку, масова частка домішок в якому становить 2,5%, утворився водень. Визначте об'єм водню.
- а) 6,72 л;
 - б) 5,43 л;
 - в) 4,91 л.
5. Обчисліть масу оксиду алюмінію, який утвориться при згорянні 5,4 г алюмінію.
- а) 10,2 г;
 - б) 12,4 г;
 - в) 14,1 г.
6. Який об'єм кисню витрачається при згорянні 5 л етану?
- а) 17,5 л;
 - б) 15,3 л;
 - в) 13,1 л.
7. Яка маса вапняку, що містить 5% домішок, потрібна для отримання 112 г негашеного вапна?
- а) 210,5 г;
 - б) 195,3 г;
 - в) 173,2 г.
8. Змішали рівні об'єми H_2 і Cl_2 . Як зміниться об'єм суміші після протікання реакції:
- а) не зміниться;
 - б) збільшиться в два рази;
 - в) зменшиться у два рази?
9. Яке співвідношення об'ємів, займаних 1 моль HCl і 1 моль Cl_2 (Т і Р однакові):
- а) $V_{HCl} > V_{Cl_2}$,
 - б), $V_{HCl} = V_{Cl_2}$
 - в) $V_{HCl} < V_{Cl_2}$?
10. При нагріванні HBr повністю розкладається. При цьому об'єм газу не змінюється. Які продукти реакції розкладання:
- а) атоми H і Br ,
 - б) молекули H_2 і Br_2 ;
 - в) молекули H_2 і атоми Br ?
11. Найпростіша формула сполуки вуглецю з воднем CH_2 . Яка справжня формула сполуки, якщо маса 1 л газу дорівнює масі 1 л азоту:
- а) C_3H_6 ,

- б) C_2H_4 ;
в) C_4H_8 ?
12. Яка молекулярна формула сполуки азоту з киснем, якщо густина цього газу за воднем дорівнює 15:
а) NO ;
б) N_2O ;
в) NO_2 ?
13. Метал витіснив з кислоти 16,8 мл H_2 (у.н.). Який об'єм N_2 необхідний для зв'язування цієї кількості водню в NH_3 :
а) 11,2 мл,
б) 5,6 мл;
в) 8,4 мл?
14. Скільки грамів осаду сульфату барію утворюється при злитті розчинів, що містять 20,8 г хлориду барію і 8,0 г сульфату натрію?
а) 51,4 г,
б) 23,3 г;
в) 12,8 г.
15. При розкладанні $CaCO_3$ виділилося 11,2 л CO_2 . Чому дорівнює маса KOH , необхідна для зв'язування газу, що виділився в карбонат:
а) 56 г,
б) 112 г;
в) 28 г.
16. Визначте вихід реакції отримання вольфраму методом алюмінотермії, якщо з 33,14 г концентрату руди, що містить WO_3 і невідновлювальних домішок (масова частка домішок 0,3) було отримано 12,72 г металу?
а) 53 %;
б) 68 %;
в) 76 %.
17. Скільки г міді утворюється при відновленні 8 г її оксиду воднем, якщо вихід реакції склав 82% від теоретичного?
а) 5,25 г,
б) 3,12 г;
в) 1,84 г.

4. Тема II: БУДОВА АТОМА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

4.1. ЕЛЕКТРОННА СТРУКТУРА АТОМІВ

В розрахункових хімічних завданнях нерідко виникають питання, які потребують врахування особливостей будови елементів, а саме: структури електронної хмари атома і, головним чином, стану електронів на валентних орбіталях.

В стійкому стані атома, усі його електрони перебувають на стаціонарних орбіталях, кожна з яких характеризується певним набором значень квантових чисел. Наведемо назви квантових чисел і їх величини, яких вони можуть набувати при позначенні розподілу електронів по орбіталях в реально існуючих атомах:

головне –	$n = 1; 2; 3; 4; 5; 6; \text{ і } 7,$
орбітальне –	$l = 0 \text{ (s); } 1 \text{ (p); } 2 \text{ (d); і } 3 \text{ (f),}$
магнітне –	$m_l = -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3,$
спінове	$m_s = \frac{1}{2} \text{ і } -\frac{1}{2},$

де літери в дужках позначають тип орбіталей.

Кожна *атомна орбіталь* (АО) характеризується певним розподілом в просторі хвильової функції φ , квадрат якої визначає ймовірність виявлення електрона у відповідній області простору в околі ядра атому.

За *принципом Паулі* (який ще має назву *заборона Паулі*):

в атомі не може бути двох електронів, що характеризуються однаковим набором квантових чисел.

З цього випливає, що кожна атомна орбіталь може бути зайнята не більше ніж двома електронами, причому їх спінові квантові числа (m_s) повинні бути різними, що графічно позначають

так: $\boxed{\uparrow\downarrow}$.

Порядок заповнення електронами АО визначається *правилами Клечковського*, які враховують залежність енергії орбіталі від значень головного (n) і орбітального (l) квантових чисел.

1-е правило Клечковського – АО заповнюються електронами в порядку послідовного збільшення суми ($n + l$);

2-е правило Клечковського – при однакових значеннях суми ($n + l$) – заповнення електронами АО здійснюється в порядку послідовного зростання головного квантового числа n .

Треба пам'ятати:

при заповненні електронами АО не повинен порушуватися принцип Паулі!

У табл. 4.1. наведена енергетична послідовність орбіталей в структурі електронної хмари атома, який знаходиться в стаціонарному стані.

Таблиця 4.1.

Енергетична послідовність орбіталей в ізольованих атомах

$(n + l)$	n	l	Атомні орбіталі		Схема заповнення атомних орбіталей				
1	1	0	1s	Перший період					
2	2	0	2s	Другий період					
3	2	1	2p	Третій період					
	3	0	3s						
4	3	1	3p	Четвертий період					
	4	0	4s						
5	3	2	3d	П'ятий період					
	4	1	4p						
	5	0	5s						
6	4	2	4d	Шостий період					
	5	1	5p						
	6	0	6s						
7	4	3	4f	Сьомий період					
	5	2	5d						
	6	1	6p						
	7	0	7s						
8	5	3	5f	Початок восьмого періоду					
	6	2	6d						
	7	1	7p						
	8	0	8s						

Виятки з правила Клецьковського:

Емпіричне правило Клецьковського і схема черговості заповнення атомних орбіталей електронами, знаходяться в протиріччі з реальною енергетичною послідовністю атомних орбіталей тільки в двох однотипних випадках:

- у атомів Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au має місце "провал" електрона з s-підрівня зовнішнього шару на d-підрівень попереднього шару, що призводить до енергетично більш стійкого стану атома, а саме: після заповнення двома електронами орбіталі 6s наступний електрон з'являється на орбіталі 5d, а не 4f, і тільки потім відбувається заселення

чотирнадцятьма електронами 4f орбіталей, потім продовжується і завершується заселення десятиелектронного стану 5d;

- аналогічна ситуація характерна і для орбіталей 7s, 6d і 5f.

Приклад 1. Який підрівень заповнюється електронами в атомі після заповнення підрівня 4p?

Розв'язання. Підрівню 4p (див. мал. в табл. 2.1.) відповідає сума $n + l$, що дорівнює $4 + 1 = 5$. Такою ж сумою $n + l$ характеризуються підрівні 3d ($3 + 2 = 5$) і 5s ($5 + 0 = 5$). Однак для стану 3d маємо менші значення n (а саме, $n = 3$), ніж для стану 4p; тому підрівень 3d буде заповнюватися раніше, ніж підрівень 4p. Отже, після заповнення електронами підрівня 4p буде заповнюватися підрівень 5s, якому відповідає на одиницю більше значення n (а саме, $n = 5$).

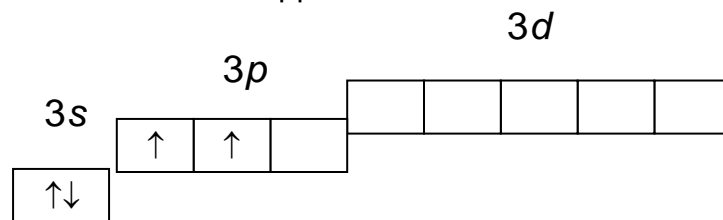
Розміщення електронів по АО в межах одного енергетичного підрівня визначається *правилом Хунда*, згідно з яким:

мінімальній енергії атома відповідає такий розподіл електронів по АО даного підрівня, при якому абсолютне значення сумарного спіну атома (m_s) є максимальним.

При будь-якому іншому розміщенні електронів атом буде перебувати у збудженому стані, тобто буде характеризуватися більш високою енергією.

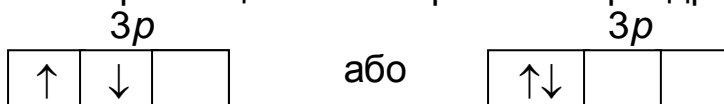
Приклад 2. Скласти електронну формулу атома кремнію і графічну схему заповнення електронами валентних орбіталей цього атома в нормальному і в збудженому станах.

Розв'язання. Складаємо електронну формулу атому кремнію (Si): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Валентними орбіталями в цьому атомі є орбіталі зовнішнього (третього) електронного шару, тобто $3s^2$ -, $3p^2$ - і незаповнені 3d-орбіталі. Графічно схема заповнення електронами цих орбіталей має такий вигляд:



Розміщення електронів на 3p-підрівні показано тут у відповідності з правилом Хунда – сумарний спін атома має при цьому максимальне значення ($\frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1$).

Інші можливі розміщення електронів на 3p-підрівні, наприклад:

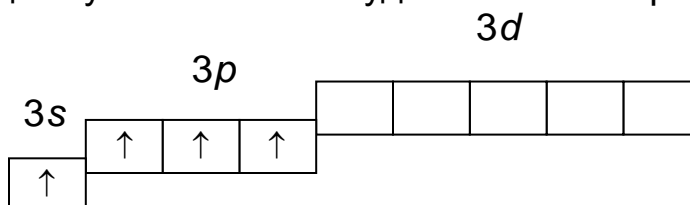


відповідають нульовому значенню сумарного спіну атома –

$$(\frac{1}{2} + (-\frac{1}{2}) = 0),$$

а це означає, що він знаходиться в збудженому стані.

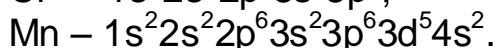
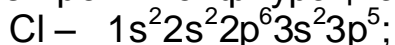
При деякій енергії один з 3s-електронів атома кремнію може бути переведений на вакантну 3p-орбіталь; при цьому енергія атома зростає, так що виникає електронна конфігурація ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$), що відповідає одному з можливих збуджених станів кремнію:



Елементи, у яких валентні електрони розташовані на орбіталях, які записуються загальною для них формулою, називають *електронними аналогами*. У періодичній системі елементів такі елементи входять до складу однієї підгрупи.

Приклад 3. На якій підставі хлор і марганець розміщують в одній групі періодичної системи елементів і чому їх розміщують в різних підгрупах?

Розв'язання. Електронні конфігурації атомів:



Валентні електрони хлору – $3s^2 3p^5$, а марганцю – $3d^5 4s^2$; таким чином, ці елементи не є електронними аналогами і не повинні розміщуватися в одній і тій же підгрупі. Але на валентних орбіталях атомів цих елементів знаходиться однакова кількість електронів – 7. На цій підставі обидва елементи поміщають в одну і ту ж сьому групу періодичної системи, але в різні підгрупи.

ЗАДАЧІ

1. Скільки значень магнітного квантового числа можливе для електронів енергетичного підрівня, орбітальне квантове число якого $l = 2$ та $l = 3$?

Відповідь: 5; 7.

2. Яке максимальне число електронів може містити атом в електронному шарі з головним квантовим числом $n = 4$?

Відповідь: 32.

3. Визначити за правилом Клечковського послідовність заповнення електронних орбіталей, що характеризуються сумою $n + l$:
 а) 5, б) 6, в) 7.
 Відповідь: а) $3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s$; б) $4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s$; в) $4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s$.
4. Який підрівень заповнюється в атомах після підрівня $5s$?
 Відповідь: $4d$.
5. Вказати порядковий номер елемента, у якого:
 а) закінчується заповнення електронами орбіталей $4d$;
 б) починається заповнення підрівня $4p$.
 Відповідь: а) Ag; б) Ga.
6. У якого елемента починає заповнюватися підрівень $4f$ і у якого елемента завершується заповнення цього підрівня?
 Відповідь: Ce; Yb.
7. Який підрівень заповнюється в атомах після заповнення підрівня $5p$ і який підрівень заповнюється після заповнення підрівня $5d$?
 Відповідь: $6s$; $6p$.
8. Записати електронні формули атомів елементів із зарядом ядра:
 а) 8; б) 13; в) 18 г) 23; д) 53; е) 63; ж) 83.
 Скласти графічні схеми заповнення електронами валентних орбіталей цих атомів.
9. Серед наведених нижче електронних конфігурацій вказати неможливі й пояснити причину неможливості їх реалізації:
 а) $1p^3$; б) $3p^6$; в) $3s^2$; г) $2s^2$; д) $2d^5$; е) $5d^5$; ж) $3f^{12}$; з) $2p^4$; и) $3p^7$.
10. Скільки вакантних $3d$ -орбіталей мають збуджені атоми:
 а) Cl; б) V; в) Mn?
11. Скільки неспарених електронів містять незбуджені атоми:
 а) B; б) S; в) As; г) Cr; д) Hg; в) Eu?
12. Складіть електронно-графічні схеми іонів Fe^{2+} та Fe^{3+} .
 Поясніть, особливу стійкість електронної конфігурації іона Fe^{3+} ?

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Напишіть електронні формули для таких елементів: ${}_6C$, ${}_{12}Mg$, ${}_{16}S$, ${}_{21}Sc$.
2. Елементи мають такі електронні формули:
 а) $1s^2 2s^2 2p^4$,
 б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$,
 в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.
 Які це елементи? Напишіть їх латинські символи і назви латинською та українською мовами.
3. Елемент має зовнішній електронний рівень такої будови: $\dots 3p^3$.
 Що це за елемент?

4. Напишіть електронну формулу для елемента із зарядом ядра $Z = 12$.
5. Які з перерахованих атомів і іонів мають електронні конфігурації, однакові з атомом ${}_{18}\text{Ar}$:
 Ca^{2+} , Cl , K , Na^+ , S^{2-} , As^{3-} , Al^{3+} ?
6. Яких з перерахованих підрівнів не існує:
 $2s$, $4f$, $2p$, $3d$, $1p$, $2d$, $1s$, $3f$?
7. Скільки електронів і протонів містить молекула аміаку NH_3 ?
8. Який з елементів, що мають заряд ядер $Z = 3$ і $Z = 19$, є кращим донором електронів?
9. Перераховані елементи розділіть на донори і акцептори електронів. Скільки електронів потрібно віддати або прийняти кожному з них, щоб придбати електронну оболонку благородного газу неону? Напишіть символи відповідних іонів цих елементів:
 O , Na , Al , Mg , F .
10. Атом перетворюється на іон, якщо приймає або віддає електрони із зовнішньої оболонки. Напишіть електронні формули елементів із зарядами ядер $Z = 3$ і $Z = 9$. Керуючись правилом октету, дайте відповідь на запитання: який з цих елементів схильний утворювати негативно заряджені, а який – позитивно заряджені іони?
11. Який з елементів, що мають заряд ядер $Z = 7$ і $Z = 15$, є кращим акцептором електронів?
12. Напишіть електронну формулу елемента із зарядом ядра $Z = 23$. Намалюйте орбітальну діаграму останньої (зовнішньої) електронної оболонки.
13. Напишіть повну електронну формулу і намалюйте орбітальну діаграму для елемента ${}_{19}\text{K}$. Запишіть набір квантових чисел для останнього (найбільш далекого від ядра) електрона цього елемента.
14. Для якого елемента "останнім" в електронній оболонці буде електрон з таким набором квантових чисел:
 $n = 4$, $l = 1$, $m_l = -1$, $m_s = -\frac{1}{2}$?
 Напишіть повну електронну формулу для цього елемента. Скільки у нього неспарених електронів?
15. Для якого елемента "останнім" в електронній оболонці буде електрон з таким набором квантових чисел:
 $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 0$, $m_s = -\frac{1}{2}$?
 Напишіть повну електронну формулу. Чому цей елемент не може бути благородним? Який підрівень не заповнено у порівнянні з найближчим благородним елементом?

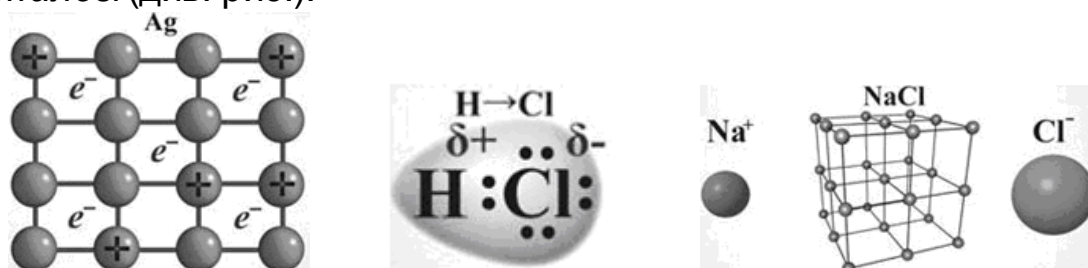
16. Назвіть елемент і вкажіть число неспарених електронів в атомах, які мають такі електронні конфігурації:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.
17. Назвіть елемент і вкажіть число неспарених електронів в атомах, які мають такі електронні конфігурації:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
18. Назвіть елемент і вкажіть число неспарених електронів в атомах, які мають такі електронні конфігурації:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

4.2. ХІМІЧНІ ЗВ'ЯЗКИ

Сила, що з'єднує два або декілька взаємодіючих атомів у молекули або інші частинки, отримала назву *хімічний зв'язок*.

Причиною утворення хімічних зв'язків є прагнення атомів металів і неметалів шляхом взаємодії з іншими атомами досягти більш стійкої електронної структури, подібної структурі інертних газів.

Опис хімічного зв'язку в будь-якої молекулі є по суті опис розподілу в ній електронної густини. За характером цього розподілу хімічні зв'язки традиційно поділяють на *ковалентні*, *іонні* та *металеві* (див. рис.).



Металевий зв'язок реалізується в металах, наприклад, в сріблі – Ag.

Ковалентний зв'язок – хімічний зв'язок між двома атомами, здійснюваний загальною для них парою електронів (H_2 , Cl_2 і т.п.).

Іонний зв'язок – результат електростатичної взаємодії протилежно заряджених іонів, які мають відокремлені один від одного електронні оболонки (Cs^+F^- , Na^+Cl^- , H^+Cl^- і т.п.).

Для оцінки здатності атома даного елемента відтягувати до себе електрони, що здійснюють зв'язок, користуються значенням відносної електронегативності χ (див. Додатки, табл. 5.).

Чим більше електронегативність атома, тим сильніше притягує він узагальнені електрони.

4.2.1. Ковалентний зв'язок

При утворенні ковалентного зв'язку між двома атомами різних елементів загальна електронна хмара зміщується до більш електронегативного атома (див. Додатки, табл. 5), і в тим більшою мірою, чим більша різниця електронегативностей ($\Delta\chi$) взаємодіючих атомів. Тому із зростанням $\Delta\chi$ зростає ступінь іонності хімічного зв'язку.

Приклад 4. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків Н–О і О–Е в сполуках $E(\text{OH})_2$, де Е – Mg, Ca або Sr, і визначити:

а) який із зв'язків (Н–О або О–Е в кожній з молекул) має більший ступінь іонності;

б) вкажіть характер дисоціації цих молекул у водному розчині.

Розв'язання. За даними табл. 5 (див. Додатки) обчислюємо різницю електронегативностей для зв'язків О–Е (різниця береться по модулю):

$$\Delta\chi_{\text{O-H}} = 3,5 - 2,1 = 1,4;$$

$$\Delta\chi_{\text{O-Mg}} = 3,5 - 1,2 = 2,3;$$

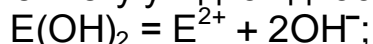
$$\Delta\chi_{\text{O-Ca}} = 3,5 - 1,04 = 2,46;$$

$$\Delta\chi_{\text{O-Sr}} = 3,5 - 0,99 = 2,51.$$

Таким чином:

а) у всіх розглянутих молекулах зв'язок Е–О більш полярний ніж О–Н, тобто вони мають більший ступінь іонності;

б) дисоціація на іони у водних розчинах, буде здійснюватися по найбільшому іонному зв'язку у відповідності зі схемою:



отже, всі розглянуті сполуки будуть дисоціювати за типом основ, тобто з утворенням гідроксильної групи OH^- .

Для квантово-механічного опису ковалентного зв'язку і будови молекул можуть застосовуватись два підходи: метод валентних зв'язків і метод молекулярних орбіталей.

В основі *методу валентних зв'язків* (МВЗ) лежать такі положення:

1. Ковалентний хімічний зв'язок утворюється двома електронами, що мають протилежно спрямовані спіни і належать двом атомам, між якими здійснюється зв'язок.

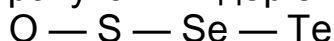
Така загальна електронна пара може утворитися як в результаті спарювання двох неспарених електронів, що належать різним атомам (звичайний механізм утворення зв'язку), так і за рахунок пари електронів одного атома – донора і вакантної орбіталі

другого атома – акцептора (донорно-акцепторний механізм утворення хімічного зв'язку).

2. Ковалентний зв'язок тим міцніший, чим більшою мірою перекриваються взаємодіючі електронні хмари. Тому ковалентний зв'язок утворюється в такому напрямку, при якому це перекривання максимальне.

Приклад 5. Як змінюється міцність зв'язку Н–Е в ряду
 $\text{H}_2\text{O} — \text{H}_2\text{S} — \text{H}_2\text{Se} — \text{H}_2\text{Te}$?

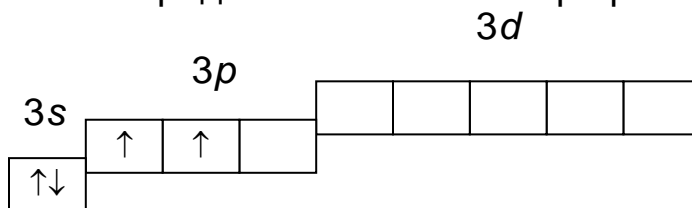
Розв'язання. У зазначеному ряду розміри валентних електронних хмар елементів (О, S, Se, Ті) зростають, що призводить до зменшення ступеня їх перекривання з електронною хмарою атома водню і до зростаючого віддалення області перекривання від ядра атома відповідного елемента. Це спричиняє ослаблення тяжіння ядер взаємодіючих атомів до області перекривання електронних хмар, тобто ослаблення зв'язку. До цього ж результату призводить зростаюче екранування ядер елементів в ряду:



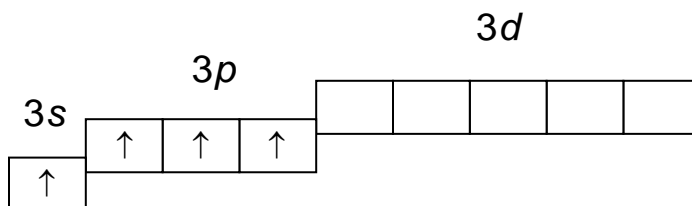
внаслідок збільшення числа проміжних електронних шарів. Таким чином, при переході від кисню до телуру міцність зв'язку Н–Е зменшується.

Приклад 6. Пояснити механізми утворення молекули SiF_4 і іона SiF_6^{2-} і обговорити можливість існування іону CF_6^{2-} .

Розв'язання. Електронна конфігурація атома кремнію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Електронна будова його валентних орбіталей в збудженому стані може представлятись такою графічною схемою:



При збудженні атома кремнію, він переходить у стан $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$, а електронна будова його валентних орбіталей відповідає схемі:



Чотири неспарених електрони збудженого атома кремнію можуть брати участь в утворенні з атомами фтору ($1s^2 2s^2 2p^5$) чотирьох ковалентних зв'язків за звичайним механізмом, в

результаті чого утворюються молекули SiF_4 , що мають неспарені електрони.

Для утворення іона SiF_6^{2-} до молекули SiF_4 повинні приєднатися два іони фтору F^- ($1s^2 2s^2 2p^6$), всі валентні електрони яких спарені. Зв'язок здійснюється за донорно-акцепторним механізмом за рахунок пари електронів кожного з фторид-іонів та двох вакантних 3d-орбіталей атома кремнію.

Подібно кремнію, вуглець ($1s^2 2s^2 2p^2$) може утворити сполуку CF_4 , але при цьому валентні можливості вуглецю будуть вичерпані (немає неспарених електронів, неподілених пар електронів і вакантних орбіталей на валентному рівні), тому іон CF_6^{2-} утворитися не може.

Метод молекулярних орбіталей (ММО) виходить з припущення, що стан електронів в молекулі може описуватись як сукупність молекулярних електронних орбіталей (молекулярних електронних хмар), причому кожній молекулярній орбіталі (МО) відповідає певний набір молекулярних квантових чисел. Як і в будь-якій іншій багато електронній системі, в молекулі діє принцип Паулі та правило Хунда.

Якщо на МО є неспарені електрони, молекула парамагнітна; якщо всі електрони спарені – діамагнітна.

В окремому випадку молекулярна електронна хмара може зосереджуватись поблизу одного з атомних ядер, що входять до складу молекули: такий електрон практично належить одному атому і не бере участі в утворенні хімічного зв'язку. Подібні МО називають *незв'язуючими*, по енергії вони відповідають АО ізольованих атомів.

Якщо переважна частина електронної хмари належить двом або декільком ядрам, це відповідає утворенню дво- або багатоцентрових хімічних зв'язків відповідно. У подібних випадках молекулярна хвильова функція може представлятись у вигляді лінійної комбінації атомних хвильових функцій взаємодіючих електронів (метод лінійної комбінації атомних орбіталей або скорочено МО ЛКАО).

Якщо комбінуються дві АО (наприклад, 1s-АО двох атомів водню), то утворюються дві МО, відмінні по енергії від вихідних АО; одна з них відповідає нижчій енергії електронів (зв'язує МО), а друга – вищій енергії електронів (розпушує МО) у порівнянні з їх енергією на АО.

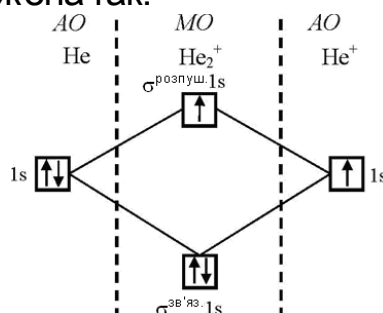
У загальному випадку утворюється стільки МО, скільки було вихідних АО. Хімічний зв'язок між атомами реалізується в тому випадку, коли число електронів на зв'язуючих МО перевищує число електронів на розпушуючих МО. Під кратністю (порядком) зв'язку в методі МО розуміють напіврізницю числа зв'язуючих і числа

розпушуючих електронів. Ординарний хімічний зв'язок відповідає двом зв'язуючим електронам, некомпенсованим розпушуючими електронами.

Чим вища кратність хімічного зв'язку, тим менша довжина зв'язку і більша енергія його розриву.

Приклад 7. Пояснити з позицій ММО можливість існування молекулярного іона He_2^+ і неможливість існування молекули He_2 .

Розв'язання. В молекулярному іоні He_2^+ є три електрони. Енергетична схема утворення цього іона з урахуванням принципу Паулі може бути зображена так:



На зв'язуючій орбіталі розміщені два електрони, а на розпушуючій – один. Отже, кратність зв'язку в цьому і дорівнює 0,5, і він повинен бути енергетично стійким.

Навпаки, молекула He_2 повинна бути енергетично нестійка, оскільки з чотирьох електронів, які мають розміститися на МО, два займуть зв'язуючу, а два – розпушуючу МО. Отже, утворення молекули He_2 не буде супроводжуватися виділенням енергії. Кратність зв'язку в цьому випадку дорівнює нулю – молекула не утворюється.

ЗАДАЧІ

1. Вказати тип хімічного зв'язку в молекулах H_2 , Cl_2 , HCl . Навести схему перекриття електронних хмар.
2. Користуючись таблицею відносних електронегативностей, обчислити їх різницю для зв'язків $\text{K}-\text{Cl}$, $\text{Ca}-\text{Cl}$, $\text{Fe}-\text{Cl}$, $\text{Ge}-\text{Cl}$. Який із зв'язків характеризується найбільшим ступенем іонності?
3. Який характер мають зв'язки в молекулах NCl_3 , CS_2 , NF_3 , OF_2 , ClF , CO_2 ? Вказати для кожної з них напрямок зміщення загальної електронної пари.
4. Скласти валентну схему молекули хлороформу CHCl_3 і вказати:
 - а) який зв'язок найбільш полярний;
 - б) в якому напрямку зміщена електронна хмара цього зв'язку.

5. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків Н–О та О–Г (де Г – це Cl, Br, I) в сполуках галогенів і визначити:
 - а) який із зв'язків в кожній молекулі характеризується більшим ступенем іонності;
 - б) який характер дисоціації молекул у водному розчині.
6. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків Н–О та О–As. Який із зв'язків більш полярний? До якого класу гідроксидів відноситься As(OH)₃?
7. Як змінюється міцність хімічних зв'язків в ряду:
HF – HCl – HBr – HI ?
Вкажіть причини цих змін.
8. Описати з позицій методу МВЗ електронну будову молекули BF₃ і іона BF₄⁻.
9. Порівняйте способи утворення ковалентних зв'язків у молекулах CH₄, NH₃ і в іоні NH₄⁺. Чи можуть існувати іони CH₅⁺ і NH₄⁺?
10. Який атом або іон служить донором електронної пари при утворенні іона BH₄⁺?
11. Поясніть з позицій методу МВЗ здатність оксидів NO і NO₂ утворювати димерні молекули.
12. Поясніть з позицій методу МВЗ можливість утворення молекули C₂N₂.
13. Опишіть електронну будову молекул CO і CN з позицій методів МВЗ і ММО. Яка з молекул характеризується більшою кратністю зв'язку?
14. Розгляньте з позицій методу ММО можливість утворення молекул B₂, F₂, BF₃. Яка з цих молекул найбільш стійка?

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Чому дорівнює ковалентність вуглецю в молекулі CO:
 - а) двом, б) трьом; в) чотирьом?
 Тому що:
 - 1) у збудженому атомі вуглецю є два неспарених електрони;
 - 2) атом вуглецю може бути акцептором електронної пари;
 - 3) у атома вуглецю є чотири валентних електрони.
2. Чи може статися реакція між HF і SiF₄:
 - а) може; б) не може?
 Тому що:
 - 1) молекула HF полярна, а молекула SiF₄ неполярна;
 - 2) обидві молекули не мають неспарених електронів;
 - 3) число валентних орбіталей кремнію більше чотирьох і частина їх не заселена валентними електронами;

- 4) кількість валентних електронів кремнію дорівнює чотирьом;
 5) молекула HF може виступати в якості донора електронної пари.
3. Які магнітні властивості має молекула O₂:
 а) діамагнітні; б) парамагнітні?
- Тому що:
 1) молекула O₂ містить парне число електронів;
 2) сумарний спін молекули O₂ відмінний від нуля.
4. Які з перерахованих частинок парамагнітні:
 а) Na, б) O₂; в) NO; г) CO; д) CN?
5. Які з перерахованих частинок не можуть існувати у стійкому стані з позицій теорії ММО:
 а) H₂⁺, б) H₂; в) H₂⁻; г) He₂; д) HHe?

4.2.2. Іонний зв'язок

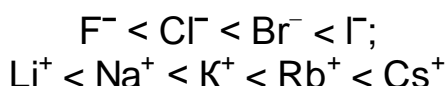
На відміну від ковалентного, іонний хімічний зв'язок не має таких характеристик як спрямованість й насичуваність. У зв'язку з цим у іонних сполук проявляється схильність до асоціації. Всі іонні сполуки в твердому стані утворюють іонні кристалічні ґрати, в яких кожен іон оточений кількома іонами протилежного знака. При цьому всі зв'язки даного іона з сусідніми іонами рівноцінні, отже весь кристал можна розглядати як єдину молекулу.

Властивості іонних сполук багато в чому визначаються взаємною поляризацією іонів, що входять до їх складу. Поляризація іона виражається у відносному зміщенні ядра і оточуючих його електронів зовнішньої електронної оболонки під дією електричного поля сусіднього іона; при цьому валентні електрони зміщуються у бік катіонів. Подібна деформація електронної оболонки веде до зниження ступеня іонності зв'язку та до перетворення його на полярний ковалентний зв'язок.

Поляризованність іонів (тобто їх здатність деформуватися під дією зовнішнього електричного поля) характеризується такими особливостями:

1. При однаковому абсолютному значенні заряду і рівних радіусах іонів поляризованність аніонів більша чим катіонів.
2. Поляризованність іонів з аналогічною електронною будовою зростає зі зростанням іонного радіуса (тобто із збільшенням числа електронних шарів).

За зростанням поляризованності іони можна розташувати в такі ряди:



При однакових зарядах і радіусах іонів поляризованість іонів з 18-електронною оболонкою (наприклад, Cu^+ , Cd^{2+}) вища, ніж іонів з благородно-газовою електронною структурою (Na^+ , Ca^{2+} і т.п.).

Поляризуюча дія іона (тобто його здатність деформувати, точніше поляризувати, інший іон) зростає при збільшенні заряду і зменшенні радіуса іона та сильно залежить від його електронної структури. Іони з благородно-газовою електронною конфігурацією (наприклад, Ca^{2+} , Ba^{2+}) справляють слабшу поляризуючу дію, ніж іони з незавершеним електронним шаром (Te^{2+} , Fe^{2+} , Pb^{2+} і т.п.). Найбільш сильну поляризуючу дію (при одному і тому ж заряді іона) виявляють іони з 18-електронною структурою зовнішнього шару (Cu^+ , Ag^+ , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+}). Оскільки розміри аніонів, як правило, більші від розмірів катіонів, то аніони мають більшу поляризованість і меншу поляризуючу здатність, ніж катіони. Тому при взаємодії катіона з аніоном поляризації піддаються переважно аніони; поляризацією катіона в більшості випадків можна знехтувати.

Приклад 8. Радіуси іонів Na^+ і Cu^+ однакові (0,098 нм). Поясніть відмінність температур плавлення хлориду натрію (801 °С) і хлориду міді(I) (430 °С).

Розв'язання. При однакових зарядах і розмірах іонів Na^+ і Cu^+ відмінність в їх поляризуючій дії визначається особливостями їх електронної будови. Іон Cu^+ має 18-електронну зовнішню оболонку і більш сильно поляризує аніон Cl^- , ніж іон Na^+ , який має благородно-газову електронну структуру. Тому у хлориді міді(I) в результаті поляризації, з аніону на катіон переноситься більш значна частина електронного заряду, ніж в хлориді натрію. Ефективні заряди іонів у кристалі CuCl виявляються меншими, ніж в кристалі NaCl , а електростатична взаємодія між ними є слабшою. Цим і пояснюється більш низька температура плавлення CuCl у порівнянні з NaCl , кристалічні ґрати якого близькі до чисто іонного типу.

4.2.3. Водневий зв'язок

Водневий зв'язок - це взаємозв'язок між електронегативним атомом (наприклад: N, O, F або P) і атомом водню, який ковалентно пов'язаний з іншим електронегативним атомом. Водневий зв'язок може виникнути як між однаковими молекулами, так і всередині однієї молекули.

Рис. 4.1. ілюструє утворення водневих зв'язків між молекулами води оцтової кислоти. Наявність водневих зв'язків призводить до помітної полімеризації води, фтороводню, багатьох органічних сполук.

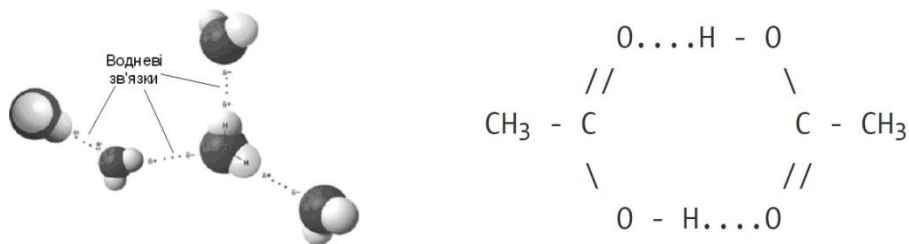


Рис. 4.1 – Утворення водневих зв'язків між молекулами води і двома молекулами оцтової кислоти з утворенням циклічної структури.

Енергія водневих зв'язків зазвичай лежить в межах 8 – 40 кДж/моль.

Наявність водневих зв'язків є причиною аномально високих температур кипіння і плавлення деяких речовин, оскільки на розрив водневих зв'язків потрібна додаткова витрата енергії.

Приклад 9. Сірководень при звичайній температурі – газ, а вода – рідина. Чим можна пояснити це розходження у властивостях?

Розв'язання. Кисень більш електронегативний елемент, ніж сірка. Тому між молекулами води виникають більш міцні водневі зв'язки; ніж між молекулами сірководню. Розрив цих зв'язків, необхідний для переходу води в газоподібний стан, потребує значної витрати енергії, що й призводить до аномального підвищення температури кипіння води. Енергія водневих зв'язків між молекулами H₂S дуже мала – вона менша від середньої енергії теплового руху молекул при звичайних температурах. Тому на властивостях сірководню утворення водневих зв'язків практично не позначається.

4.3. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

Сили, що утримують частинки рідини або твердого тіла одну біля одної, мають електричну природу. Проте, залежно від того, що являють собою частинки – чи є вони атомами металічних або неметалічних елементів, іонами або молекулами – ці сили істотно розрізняються.

У речовинах з молекулярною структурою проявляється міжмолекулярна взаємодія. Сили міжмолекулярної взаємодії, які нерідко називають силами Ван-дер-Ваальса, слабкіші ніж сили, що призводять до утворення ковалентного зв'язку, але проявляються вони на більших відстанях. В їх основі лежить електростатична взаємодія молекулярних диполів.

Розрізняють три види міжмолекулярної взаємодії: орієнтаційна, індукційна і дисперсійна.

Приклад 10. Нижче наведені температури кипіння (у °K) благородних газів:

Ne	Ar	Kr	He	Xe	Rn
4,3	27,2	87,3	119,9	165,0	211,2

Чим пояснюється підвищення температури кипіння із зростанням порядкового номера благородного газу?

Розв'язання. Із зростанням порядкового номера благородних газів збільшуються розміри їх атомів при збереженні аналогічної структури зовнішнього електронного шару атома. Тому поляризованість атомів зростає, внаслідок чого зростають і сили дисперсійної взаємодії між ними. Відрив атомів один від одного, що відбувається при переході речовини з рідкого в газоподібний стан, потребує більшої витрати енергії. Це і призводить до підвищення температури кипіння.

ЗАДАЧІ

1. Температура плавлення CaCl_2 – 780 °C, CdCl_2 – 560 °C; радіус іона Ca^{2+} дорівнює 0,104 нм, іона Cd^{2+} – 0,099 нм. Пояснити відмінність температур плавлення.
2. При переході від CsF до CsI температура плавлення кристалів зменшується. Пояснити такий хід зміни температур плавлення.
3. Поясність нестійкість гідроксидів міді(І) і срібла(І).
4. Поясність з позицій уявлень про поляризацію іонів меншу стійкість AuCl_3 у порівнянні з AuCl та PbCl_4 у порівнянні з PbCl_2 .
5. K_2CO_3 плавиться при 890 °C без розкладання, Ag_2CO_3 розкладається вже при 220 °C. Поясність зазначене розходження.
6. BaCl_2 у водних розчинах дисоціює повністю, а HgCl_2 майже не дисоціює. Поясність це розходження у властивостях солей.
7. Яка природа сил Ван-дер-Ваальса? Який вид взаємодії між частинками призводить до переходу в конденсований стан Ne , N_2 , HI , Cl_2 , BF_3 , H_2O ?
8. Температури кипіння BF_3 , BCl_3 , BBr_3 і BI_3 відповідно дорівнюють 172 °, 286 °, 364 °, 483 °K. Поясність таку закономірність.
9. Температури кипіння NF_3 , PF_3 і AsF_3 відповідно дорівнюють 144 °, 178 °, 336 °K. Поясність таку закономірність.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Який з вказаних іонів має поляризованість:
а) Na^+ ; б) Ca^{2+} ; в) Mg^{2+} ; г) Al^{3+} ?
2. У якої з сполук – SrF_2 або PbF_2 – температура плавлення вище:
а) у SrF_2 , б) у PbF_2 ; в) приблизно однакові?
Тому що:
1) радіуси іонів Sr^{2+} і Pb^{2+} мають близькі значення;
2) ступінь йонності зв'язку $\text{Sr}-\text{F}$ вище, ніж зв'язки $\text{Pb}-\text{F}$.
3. Яка зі сполук – MgCO_3 або ZnCO_3 – термічно більш стійка:
а) MgCO_3 , б) ZnCO_3 ?
Тому що:
1) гідроксид магнію проявляє тільки основні властивості, а гідроксид цинку – амфотерні;
2) катіон з благородно-газовою електронною конфігурацією чинить меншу поляризуючу дію на аніон, ніж на катіон того ж розміру і заряду з 18-електронною структурою зовнішнього шару.
4. Виходячи з уявлень про природу іонного зв'язку, поясніть, чому при звичайних умовах іони сполуки існують у вигляді іонних кристалів, а не у вигляді окремих молекул.

4.4. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

4.4.1. Склад комплексного іона

Стабільні при звичайних умовах частинки (атоми, іони або молекули) можуть взаємодіяти за донорно-акцепторним механізмом, утворюючи так звані *комплексні сполуки*, що представляють собою складні іони або молекули, здатні до існування як у кристалічному, так і в розчиненому стані.

Відповідно до координаційної теорії Вернера (1891 р.) – у молекули комплексної сполуки (їх ще зовуть – сполуки у квадратних дужках) один з атомів (зазвичай позитивно заряджений) займає центральне місце і називається *комплексоутворювачем*, або *центральним атомом*. У безпосередній близькості до нього розташовані (координовані) протилежно заряджені іони або нейтральні молекули – це так звані *ліганди*. Комплексоутворювач і ліганди складають *внутрішню сферу* комплексної сполуки. Загальне число σ -зв'язків, що утворюються комплексоутворювачем з лігандами, називається *координаційним числом* центрального іона. За кількістю σ -зв'язків, що утворюються лігандом з

комплексоутворювачем, ліганди поділяються на моно-, ді- і більше дентатні ліганди.



За межами внутрішньої сфери комплексної сполуки знаходиться її *зовнішня сфера*, що містить позитивно (якщо внутрішня сфера заряджена негативно) чи негативно заряджені іони (якщо комплексний іон заряджений позитивно). У разі незарядженої внутрішньої сфери зовнішня сфера відсутня.

Іони, що знаходяться у зовнішній сфері, пов'язані з комплексним іоном в основному силами електростатичної взаємодії і в розчинах легко відщеплюються, подібно іонам сильних електролітів. Ліганди, що знаходяться у внутрішній сфері комплексу, пов'язані з комплексоутворювачем ковалентними зв'язками, і їх дисоціація в розчині здійснюється, як правило, незначною мірою. Тому за допомогою якісних хімічних реакцій зазвичай виявляються тільки іони зовнішньої сфери. У формулах комплексних сполук внутрішню сферу відокремлюють від зовнішньої квадратними дужками.

Основні положення теорії Вернера такі:

- 1) в координаційних сполуках атоми виявляють два типи валентності: основну (це їх ступінь окислення) і побічну (яку зазвичай називають – координаційне число)
- 2) атоми прагнуть, щоб обидва види їх валентності (основна і побічна) були насичені;
- 3) побічні валентності мають чітку просторову спрямованість.

Приклад 11. З розчину комплексної солі $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ нітрат срібла осаджує тільки 2/3 хлору, який в ньому міститься. У розчині солі не виявлено іонів кобальту та вільного аміаку. Вимірювання електричної провідності розчину показує, що сіль розпадається на три іони. Яка координаційна будова цієї сполуки? Написати рівняння дисоціації комплексної солі.

Розв'язання. Відсутність в розчині зазначеної солі іонів Co^{3+} і вільного аміаку означає, що ці компоненти входять у внутрішню сферу комплексної сполуки. Крім того, у внутрішню сферу входить

один хлорид-іон, не осаджений AgNO_3 . Отже, склад внутрішньої сфери відповідає формулі $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$.

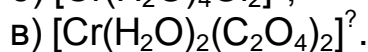
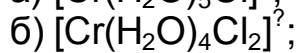
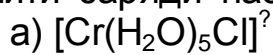
У зовнішній сфері знаходяться два хлорид-іона, які компенсують заряд внутрішньої сфери комплексу: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Дисоціація комплексної солі в розчині протікає за схемою:



що узгоджується з даними по електричній провідності.

При обчисленні заряду комплексного іона слід виходити з того, що цей заряд дорівнює алгебраїчній сумі зарядів комплексоутворювача і лігандів; при цьому заряд комплексоутворювача береться рівним його ступеню окиснення.

Приклад 12. Обчислити заряди наступних комплексних іонів, утворених хромом(III):



Розв'язання. Заряд іона хрому(III) беремо рівним +3, заряд молекули води дорівнює нулю, заряди хлорид- і оксалат-іонів, відповідно рівні -1 і -2. Складаємо алгебраїчні суми зарядів для кожної із зазначених сполук:

а) $+3 + (-1) = +2$;

б) $+3 + 2 \cdot (-1) = +1$;

в) $+3 + 2 \cdot (-2) = -1$.

Таким чином, маємо: а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}$; б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$; в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{C}_2\text{O}_4)_2]^-$.

ЗАДАЧІ

1. З розчину комплексної солі $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$ нітрат срібла осаджує весь хлор у вигляді хлориду срібла, а з розчину солі $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ – тільки 1/4 частину хлору, що входить до її складу. Написати координаційні формули цих солей, визначити координаційне число платини в кожній з них.
2. Відомі дві комплексні солі кобальту, що відповідають одній і тій же емпіричній формулі $\text{CoBrSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$. Різниця між ними виявляється в тому, що розчин однієї солі дає з BaCl_2 осад, але не утворює осаду з AgNO_3 , розчин же другої солі, навпаки, дає осад з AgNO_3 , але не дає осаду з BaCl_2 . Написати координаційні формули обох солей і рівняння їх дисоціації на іони.
3. До розчину, що містить 0,2335 г комплексної солі $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$, додали в достатній кількості розчин AgNO_3 . Маса осадженого AgCl склала 0,1435 г. Визначити координаційну формулу солі.

4. Емпірична формула солі $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Виходячи з того, що координаційне число хрому дорівнює 6, обчислити, який об'єм 0,1н. розчину AgNO_3 знадобиться для осадження зв'язаного в зовнішньої сфері хлору, що міститься в 200 мл 0,01М розчину комплексної солі; вважати, що вся вода, яка входить до складу солі, пов'язана у внутрішній сфері.
5. Написати в молекулярній та іонно-молекулярній формі рівняння обмінних реакцій, що відбуваються між:
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і CuSO_4 ;
 - $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$ і FeSO_4 ;
 - $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і AgNO_3 ,
- маючи на увазі, що утворюються комплексні солі, нерозчинні у воді.
6. Вкажіть заряд центрального атома і комплексного іона:
- $[\text{K}_2\text{HgI}_4]^{?}$,
 $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$,
 $\text{K}[\text{Al}(\text{CN})_2]$,
 $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
7. Знайти заряди комплексних частинок і вказати серед них катіони, аніони і неелектроліти:
- $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{PO}_4]$,
 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO})_3]$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]$.
8. Визначити ступінь окиснення комплексоутворювача в таких комплексних іонах:
- $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^+$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$,
 $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]^+$, $[\text{AuCl}_4]^-$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$.

4.4.2. Номенклатура координаційних сполук

При складанні назви комплексної сполуки можна користуватися такими загальними правилами:

- Ліганди перелічують за абеткою, вказуючи їх число. Спочатку називають ліганди, що є кислотними аніонами, а потім – нейтральні молекули.

Ліганди – кислотні аніони зберігають свою латинську назву, до якої додається закінчення **-о**, наприклад:

F^- – фторо, Cl^- – хлоро, SO_4^{2-} – сульфато,
 CO_3^{2-} – карбонато, NO_3^- – нітрато, CN^- – ціано,
 NCS^- – тіоціанато та інші.

Часто використовуються такі ліганди:

OH^- – гідроксо; H^+ – гідридо,
 O^{2-} – оксо, S^{2-} – тіо.

Ліганди – нейтральні молекули, вони зберігають свою звичайну назву (етиламін, гідразин, піридин тощо), але NH_3 позначається словом амін, а вода – аква.

Якщо в координаційну сферу входять декілька однакових лігандів, то їх кількість позначається числівниковим префіксом: моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-, гепта-, окта- тощо.

2. Комплексоутворювач – зберігає латинську назву, а ступінь його окислення позначається римською цифрою в дужках.

3. Якщо координаційна сполука *нейтральна*, то спочатку називаються ліганди, а потім комплексоутворювач. Вся назва таких координаційних сполук записується одним словом у називному відмінку, наприклад:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – трихлоротриамінкобальту(III).

4. Якщо координаційна сполука має складний *комплексний катіон*, то спочатку в називному відмінку записують назву комплексного катіона (ліганди – іони, ліганди – нейтральні молекули, комплексоутворювач (відповідно до української назви елемента) і його ступінь окислення у дужках), а далі – аніон, що є протиіоном зовнішньої сфери.

Назви комплексного катіона і аніона зовнішньої сфери (протиіона) записуються окремо, наприклад:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{ClO}_4$ – діамінаргентуму(I) перхлорат,

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – тетраамінкупруму(II) сульфат.

5. Назва координаційної сполуки з *комплексним аніоном* складається так: спочатку записують у називному відмінку катіони, які знаходяться у зовнішній сфері, а потім – назву комплексного аніона.

У назві комплексного аніона спочатку перелічуються назви лігандів, потім – назва комплексоутворювача (дають латинську назву елемента із закінченням „-ат”) і вказують в дужках його ступінь окислення. Назви катіона й комплексного аніона записуються окремо, наприклад:

$\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ – калію гексанітрокобальтат(III).

Приклад 13. Назвати комплексні солі:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$, і $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$.

Розв'язання.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ – хлорид хлоротриамінплатина(II),

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ – сульфат бромопентаамінкобальт(III).

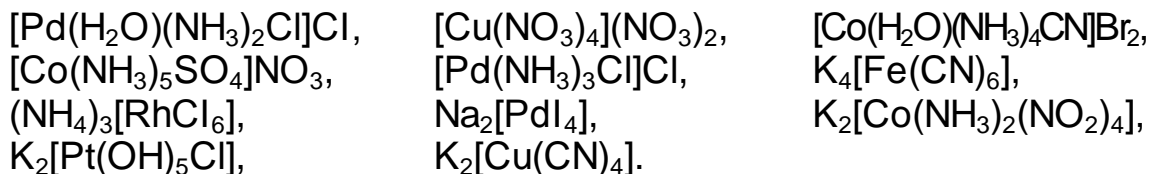
Приклад 14. Назвати солі $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]_2$ і $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$.

Розв'язання.

$\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]_2$ – тетрароданоdiamінхромат(III) барію,
 $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлордигідроксоплатинат(IV) амонію.

ЗАДАЧІ

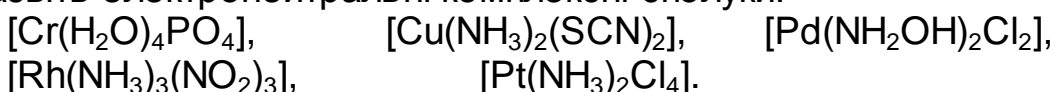
1. Назвати комплексні солі:



2. Написати координаційні формули таких комплексних сполук:

- а) диціаноаргентат калію;
- б) гексанітрокобальтат(III) калію;
- в) хлорид гексаамінікель(II);
- г) гексаціанохромат(III) натрію;
- д) бромід гексаамінокобальт(III);
- е) сульфат тетраамінкарбонатхром(III);
- ж) нітрат диакватетра-амінікель(II);
- з) трифторогідроксоберілат магнію.

3. Назвіть електронейтральні комплексні сполуки:



4. Написати формули перерахованих комплексних неелектролітів:

- а) тетраамінфосфатохром; б) діаміндіхлороплатина;
- в) триамінтріхлорокобальт; г) діамінтетрахлороплатина.

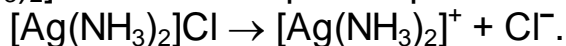
У кожному з комплексів вказати ступінь окиснення комплексоутворювача.

5. Хімічні назви жовтої і червоної кров'яної солі: гексаціаноферат(II) калію і гексаціаноферат(III) калію. Написати формули цих солей.

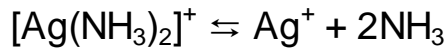
6. Цегляно-червоні кристали розеосолі мають склад, що виражається формулою $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_3$, пурпуреосіль – малиново-червоні кристали складу $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Навести хімічні назви цих солей.

4.4.3. Рівновага у розчинах комплексних сполук

Зовнішня сфера комплексних солей при дисоціації у водних розчинах розпадається практично повністю, наприклад, первинну дисоціацію $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ можна зобразити рівнянням:



Оборотний розпад внутрішньої сфери комплексної сполуки називають вторинною дисоціацією. Наприклад, іон діамінсрібла дисоціює за схемою:



В результаті вторинної дисоціації встановлюється рівновага між комплексною частинкою, центральним іоном і лігандами. Дисоціація $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, згідно з наведеним вище рівнянням, характеризується константою рівноваги, що має назву *константа нестійкості* комплексного іона:

$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]} = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

Значення констант нестійкості різних комплексних іонів коливаються в широких межах і можуть служити мірою стійкості комплексу.

Чим стійкіший комплексний іон, тим менша величина його константи нестійкості.

Так, серед одноптипних сполук, які мають різні значення констант нестійкості:



найбільш стійкий комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, а найменш стійкий – $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$.

Значення констант нестійкості деяких комплексів наведено в табл. 6 Додатків.

Константи нестійкості, у вирази яких входять концентрації іонів і молекул, називаються *концентраційними*. Більш точними і незалежними від складу і іонної сили розчину є константи нестійкості, що містять замість концентрацій *активності* іонів і молекул. Нижче, при розв'язанні завдань ми будемо вважати розчини досить розведеними, що дозволить брати коефіцієнти активності компонентів системи рівними одиниці і користуватися для розрахунків концентраційними константами.

Приклад 15. Розчини простих солей кадмію утворюють з лугами осад гідроксиду кадмію ($\text{Cd}(\text{OH})_2$), а з сірководнем – осад сульфід кадмію (CdS). Чим пояснити, що при додаванні луку до 0,05М розчину $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, який містить 0,1 моль/л KCN, осад не утворюється, тоді як при пропущенні через цей розчин сірководню випадає осад CdS ?

Константу нестійкості іона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ взяти рівною $7,8 \cdot 10^{-18}$.

Розв'язання. Умови утворення осадів $\text{Cd}(\text{OH})_2$ і CdS можна записати таким чином:

$$[\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 > \text{ДР}_{\text{Cd}(\text{OH})_2} = 4,5 \cdot 10^{-15}$$

$$[\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] > \text{ДР}_{\text{CdS}} = 8 \cdot 10^{-27}.$$

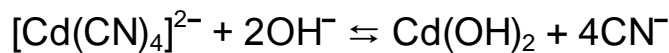
У розчині комплексної солі при заданих умовах концентрація іонів Cd^{2+} обчислюється по рівнянню:

$$[\text{Cd}^{2+}] = \frac{K_{\text{нест.}} [\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}]}{[\text{CN}^-]^4} = \frac{7,8 \cdot 10^{-18} \cdot 0,05}{(0,1)^4} = 3,9 \cdot 10^{-15} \text{ моль / л.}$$

Тоді концентрація іонів OH^- , яка буде достатньою для осадження гідроксиду кадмію, визначиться з нерівності:

$$[\text{OH}^-] > \sqrt{\frac{\text{ДР}_{\text{Cd}(\text{OH})_2}}{[\text{Cd}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{4,5 \cdot 10^{-15}}{3,9 \cdot 10^{-15}}} \approx 1 \text{ моль / л.}$$

Таким чином, у розглянутій системі при концентраціях іонів OH^- менших, ніж 1 моль/л, рівновага:

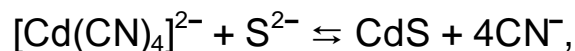


буде зміщена у бік утворення комплексного іона.

Умова утворення осаду сульфїду кадмію із заданого розчину тетраціанокадміат калію виразиться нерівністю:

$$[\text{S}^{2-}] > \frac{\text{ДР}_{\text{CdS}}}{[\text{Cd}^{2+}]} = \frac{8,0 \cdot 10^{-27}}{3,9 \cdot 10^{-15}} \approx 2 \cdot 10^{-12}.$$

Отже, навіть при малих концентраціях сульфїд-іона, рівновага:



практично повністю зміщена в бік утворення сульфїду кадмію.

ЗАДАЧІ

при розв'язанні завдань цього розділу слід в необхідних випадках користуватися значеннями констант нестійкості комплексних іонів (див. табл. 6 Додатків).

- Встановити, в яких випадках здійсниться взаємодія між розчинами зазначених електролітів. Написати рівняння реакцій в молекулярній та іонно-молекулярній формі:

а) $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{NH}_3$	б) $\text{K}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2] + \text{NH}_3$
в) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{NiCl}_2$	г) $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KBr}$
д) $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KCN}$	е) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- Обчислити концентрацію іонів Ag^+ в 0,1М розчині $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, який містить у надлишку 1 моль/л NH_3 .
- Обчислити концентрацію іонів кадмію в 0,1М розчині $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, який містить, крім того, 6,5 г/л KCN .
- Знайти масу срібла, що знаходиться у вигляді іонів в 0,5 л 0,1М розчину дитіосульфатоаргентата натрію $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, який містить, крім того, 0,1 моль/л тіосульфату натрію.

5. Чи випаде осад галогеніда срібла при додаванні до 1 л 0,1М розчину $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, що містить 1 моль/л аміаку:
 - а) $1 \cdot 10^{-5}$ моль KBr , ($\text{DР}_{\text{AgBr}} = 6 \cdot 10^{-13}$);
 - б) $1 \cdot 10^{-5}$ моль KI , ($\text{DР}_{\text{AgI}} = 1,1 \cdot 10^{-16}$)?
6. Скільки молів аміаку повинно міститися в 1 л 0,1М розчину $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, щоб додаток 1,5 г KCl до 1 л розчину не спричинив випадіння AgCl ? $\text{DР}_{\text{AgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$.
7. Яка концентрація іонів срібла в 0,08М розчині $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, що містить 1 моль/л аміаку? Скільки грамів NaCl можна додати до 1 л цього розчину для початку випадіння осаду AgCl ? $\text{DР}_{\text{AgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Визначте, яким стане заряд комплексного іона $[\text{Cd}(\text{CNS})_4]^{2-}$, якщо три роданідних ліганди замінити на три молекули аміаку.
 - а) -1 ; б) $+1$; в) $+2$.
2. Складіть координаційну формулу сполуки $\text{NiBr}_2 \cdot 5\text{NH}_3$, якщо Ni координує 6 лігандів. Вкажіть заряд комплексного іона.
 - а) -1 ; б) $+1$; в) $+2$.
3. Константи нестійкості іонів $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$ та $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ відповідно рівні $1,3 \cdot 10^{-3}$ і $8 \cdot 10^{-21}$. Яке співвідношення рівноважних концентрацій іонів Ag^+ в розчинах $\text{K}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$ (C_1) і $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ (C_2) буде однакової молярної концентрації:
 - а) $C_1 > C_2$, б) $C_1 = C_2$; в) $C_1 < C_2$?
4. Йодид калію осаджує срібло у вигляді AgI з розчину $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, але не осаджує його з розчину $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ тієї самої молярної концентрації. Яке співвідношення між значеннями констант нестійкості іонів $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ (K_1) і $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ (K_2):
 - а) $K_1 > K_2$; б) $K_1 = K_2$; в) $K_1 < K_2$?
5. Константи нестійкості іонів $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ та $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ близькі за значенням (відповідно $9,3 \cdot 10^{-8}$ і $7,6 \cdot 10^{-8}$). Вказати правильні співвідношення концентрацій вільного іона металу (C_{Ag^+} і $C_{\text{Cd}^{2+}}$) в розчинах $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ і $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$ однакової молярної концентрації, що містять, крім того, 0,1 моль/л NH_3 :
 - а) $C_{\text{Ag}^+} > C_{\text{Cd}^{2+}}$; б) $C_{\text{Ag}^+} \approx C_{\text{Cd}^{2+}}$; в) $C_{\text{Ag}^+} < C_{\text{Cd}^{2+}}$.

5. Тема III: ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

5.1. ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ

Хімічна взаємодія між речовинами являє собою розрив одних і утворення інших хімічних зв'язків. При цьому в хімічній системі відбувається перерозподіл енергії, який характеризується зміною величин *термодинамічних функцій стану системи*: внутрішньої енергії (U), ентальпії (H), ентропії (S) і ізобарно-ізотермічного потенціалу (G – вільна енергія Гіббса).

Внутрішня енергія системи – це енергія хаотичного (теплого) руху всіх мікрочастинок речовини і енергія взаємодії цих частинок, вона (відповідно до закону збереження енергії) залежить тільки від початкового та кінцевого стану системи і не залежить від того, в який спосіб здійснений цей перехід. Виходячи з цього визначення, безпосередньо виміряти величину U неможливо, але можна розрахувати величину її зміни (ΔU) в результаті процесу.

Зміна ΔU в будь-якому процесі є різниця між кількістю теплоти (Q), яка виділяється (або поглинається) в ході хімічної реакції, та величиною роботи (A), здійсненої системою:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q - A. \quad (1)$$

Це рівняння є математичним виразом *першого закону термодинаміки*, який по суті є законом збереження енергії.

Величини U , Q і A зазвичай виражають у джоулях (Дж) або в кілоджоулях (кДж).

Кількість теплоти можна виміряти в спеціальних приладах (калориметрах) або визначити за формулою:

$$Q = c \cdot m \cdot (t_2 - t_1) = c \cdot m \cdot \Delta t,$$

де m – маса речовини; $(t_2 - t_1)$ – різниця між кінцевою і початковою температурами в системі; c – питома теплоємність речовини (Дж/(кг·К)), величина чисельно рівна кількості теплоти, яку необхідно передати одиничній масі даної речовини для того, щоб її температура змінилася на одиницю (наводиться в довідниках фізико-хімічних величин).

Роботу розширення, яку найчастіше здійснює хімічна система, можна визначити, знаючи загальний тиск (P) і змінення об'єму системи (ΔV) в ході процесу:

$$A = P(V_2 - V_1) = P\Delta V.$$

Зверніть увагу, якщо внутрішня енергія, будучи однозначною функцією стану речовини (або сукупності речовин), залежить тільки від початкового та кінцевого стану системи, то кожна з величин, які визначають внутрішню енергію (теплота Q і робота A), залежить від шляху процесу перетворення реагентів на продукти.

Так, якщо реакція протікає при постійному об'ємі ($\Delta V = 0$, *ізохорний процес*, наприклад, в герметичному реакторі) і при цьому не виконуються інші види роботи (наприклад, електрична), то робота розширення системи дорівнює нулю, тобто:

$$\Delta U = Q_v,$$

де Q_v – тепловий ефект реакції, що протікає при постійному об'ємі.

У разі екзотермічної реакції $Q_v < 0$, для ендотермічної реакції $Q_v > 0$ (зазначені знаки теплових ефектів використовують в хімічній термодинаміці).

5.1.1. Ентальпія хімічної реакції

Хімічні реакції частіше здійснюються при постійному тиску ($\Delta P = 0$, *ізобарний процес*, який може проходити у відкритих реакторах).

У подібних випадках для характеристики процесу зручніше користуватися не внутрішньою енергією U системи, а її ентальпією (H), яка визначається співвідношенням:

$$H = U + P\Delta V.$$

Як видно з наведеного рівняння, ентальпія повинна мати ту ж розмірність, що і внутрішня енергія, тобто Дж або кДж.

При постійному тиску, змінення ентальпії дорівнює сумі зміни внутрішньої енергії (ΔU) і виробленої системою роботи розширення ($P\Delta V$):

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V.$$

У випадку відсутності інших видів робіт, з рівняння (1) випливає:

$$Q = \Delta U + A,$$

тоді можна записати:

$$\Delta H = Q_p,$$

де Q_p – тепловий ефект реакції, яка протікає при постійному тиску.

Для екзотермічної реакції $Q_p < 0$, для ендотермічної $Q_p > 0$.

Оскільки теплові ефекти реакцій залежать від умов протікання процесу, то для проведення термохімічних розрахунків потрібні термохімічні величини, віднесені до якихось однакових умов. В іншому випадку дані будуть непорівнянні. За такі умови беруться *стандартні умови*. Якщо речовина знаходиться при стандартних умовах, то її стан називають *стандартним станом*.

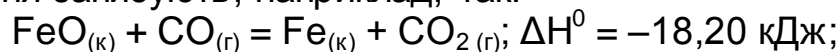
Стандартним станом речовини називається стійкий стан чистої речовини при $T = 298 \text{ }^\circ\text{K}$ і $P = 101325 \text{ Па}$ (760 мм рт. ст.).

Віднесені до стандартних умов зміни ΔU і ΔH називають *стандартними змінами* термодинамічних функцій і позначають верхнім індексом « $^\circ$ », наприклад, ΔU°_{298} і ΔH°_{298} .

Стандартна ентальпія реакції утворення 1 моль даної речовини з простих речовин називається *стандартною ентальпією утворення* цієї речовини, яка вимірюється в кілоджоулях на моль (кДж/моль).

Згідно наведеного визначення, ентальпія і внутрішня енергія утворення простих речовин дорівнюють нулю.

Хімічні рівняння, в яких вказані зміни ентальпії (теплові ефекти реакцій), називаються термохімічними рівняннями. У термодинаміці такі рівняння записують, наприклад, так:



в термохімії реакцію записують в такій формі:



Скорочення при формулах (к), (р) і (г) вказує, відповідно на кристалічний (або (т) – твердий), рідкий (або роз. – розчин) і газоподібний (або п – пара) агрегатний стан речовини.

З термохімічними рівняннями можна поводитися як з алгебраїчними: їх можна множити на будь-яке число, складати з іншими термохімічними рівняннями або віднімати одне з іншого, але при цьому необхідно і з тепловими ефектами виконувати ті ж операції.

Наслідком закону збереження енергії (першого закону термодинаміки) є емпірично встановлений (1840 р.) *закон Гесса*:

Тепловий ефект хімічної реакції (тобто зміна ентальпії або внутрішньої енергії системи в результаті реакції) залежить тільки від початкового і кінцевого станів речовин, що беруть участь в реакції, і не залежить від проміжних стадій процесу.

Розглянемо приклад, який пояснює закон Гесса. Сульфат натрію (Na_2SO_4) можна отримати з їдкою натру (NaOH) двома шляхами:

- перший шлях (одностадійний):
а) $2\text{NaOH}_{(р)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(р)} = \text{Na}_2\text{SO}_{4(р)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(р)} + 113,6 \text{ кДж};$
- другий шлях (двостадійний):
б) $\text{NaOH}_{(р)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(р)} = \text{NaHSO}_{4(р)} + \text{H}_2\text{O}_{(р)} + 34,9 \text{ кДж};$
в) $\text{NaHSO}_{4(р)} + \text{NaOH}_{(р)} = \text{Na}_2\text{SO}_{4(р)} + \text{H}_2\text{O}_{(р)} + 78,7 \text{ кДж}.$

Складаючи теплові ефекти двох послідовних реакцій у другому способі, ми отримуємо той же тепловий ефект, що і для першого способу:

$$34,9 \text{ кДж} + 78,7 \text{ кДж} = 113,6 \text{ кДж}.$$

Тобто, як і вказує закон Гесса, тепловий ефект отримання сульфату натрію з NaOH і H₂SO₄ не залежить від способу отримання.

До речі, якщо почленно скласти термохімічні рівняння другого способу, то вийде рівняння хімічної реакції за першим способом.

Із закону Гесса витікають важливі наслідки:

1. Тепловий ефект прямої реакції дорівнює за величиною і протилежний за знаком тепловому ефекту зворотної реакції.

З цього випливає, що якщо пряма хімічна реакція ендотермічна, то зворотна – екзотермічна:

$$\overrightarrow{H_{\text{х.р.}}} = -\overleftarrow{H_{\text{х.р.}}}$$

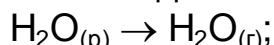
2. Якщо відбуваються дві реакції, що призводять з двох різних початкових станів (H₁ і H₂) до одного і того ж кінцевого стану (H), то різниця між тепловими ефектами цих реакцій дорівнює тепловому ефекту перетворення одного початкового стану на інший.

Так з нашого прикладу: знаючи теплові ефекти реакцій (а) і (в), можна визначити тепловий ефект реакції утворення NaHSO₄ за рівнянням (б):

$$113,6 \text{ кДж} - 78,7 \text{ кДж} = 34,9 \text{ кДж.}$$

3. Якщо відбуваються два процеси, що призводять з одного початкового стану (H) до двох різних кінцевих станів (H₁ і H₂), то різниця між тепловими ефектами цих процесів дорівнює тепловому ефекту перетворення одного кінцевого стану на інший.

Наприклад, випаровування води:



$$\Delta H^0 = \Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(r)}) - \Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(p)}) = -241,8 + 285,8 = 44 \text{ кДж/моль.}$$

Згідно з першим наслідком закону Гесса, ентальпія процесу конденсації води дорівнює:

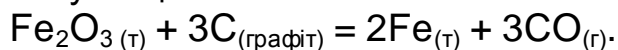
$$\Delta H^0 = \Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(p)}) - \Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(r)}) = -285,8 + 241,8 = -44 \text{ кДж/моль.}$$

4. Стандартне змінення ентальпії хімічної реакції ($\Delta H^0_{\text{х.р.}}$) дорівнює сумі стандартних ентальпій утворення продуктів реакції ($\Delta H^0_{\text{прод.}}$) за вирахуванням суми стандартних ентальпій утворення вихідних речовин ($\Delta H^0_{\text{вихід.}}$):

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta H^0_{\text{прод.}} - \sum n \cdot \Delta H^0_{\text{вихід.}}$$

Зверніть увагу, при кожному складанні ΔH^0 слід враховувати число моль (n) речовин, що беруть участь в реакції.

Наведемо приклад розрахунку теплового ефекту реакції відновлення заліза вуглецем:



Ця реакція відбувається при 1500 °С. У табл. 10 Додатків можна знайти стандартні теплоти утворення:

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -822,2 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{CO}) = -110,5 \text{ кДж/моль.}$$

Теплота утворення вуглецю і заліза за визначенням дорівнює нулю. Тому стандартна теплота розглянутої реакції дорівнює:

$$\Delta H_{298}^{\circ} = 3 \times (-110,5) - (-822,2) = -331,5 + 822,1 = +490,6 \text{ кДж/моль.}$$

Отже, реакція є ендотермічною ($\Delta H_{298, \text{х.р.}}^{\circ} > 0$). Причому на відновлення одного моль Fe_2O_3 трьома молями вуглецю необхідно затратити 490,6 кДж, якщо вихідні речовини до початку реакції і продукти після закінчення реакції знаходяться в стандартних умовах (тобто при $T = 25 \text{ }^{\circ}\text{C}$ і $P = 101325 \text{ Па}$).

Не має значення, що вихідні речовини довелося сильно нагріти для того, щоб реакція відбулася. Величина $\Delta H_{298}^{\circ} = +490,6 \text{ кДж}$ відображає "чистий" тепловий ефект ендотермічної реакції, в якій реагенти спочатку розігрівалися зовнішнім джерелом тепла від 25 до 1500 °С, а в кінці реакції продукти знову охолоджувались до 25 °С, віддавши все тепло в навколишнє середовище.

До речі, відданого тепла буде менше, ніж довелося витратити на розігрів, тому що частина тепла поглинулася в ході реакції.

5.1.2. Ентропія хімічної реакції

Оскільки молекули в будь-якій системі знаходяться в хаотичному русі, то з цих міркувань хід хімічної реакції можна представити як зміну хаотичних станів системи. Дійсно, молекули реагентів, що представляють собою систему з початковим ступенем хаотичності, розпадаються, атоми і іони перегруповуються і утворюють молекули продуктів, тобто вже нову систему з меншою (якщо число молекул продуктів буде менше від числа молекул реагентів – при утворенні більш впорядкованої системи) або більшою (при збільшенні загального числа молекул в системі) мірою хаотичності.

Клаузіус (1865 р.) запропонував визначати міру хаотичності (упорядкованості) системи величиною наведеної теплоти (теплота або ентальпія), яка припадає на один градус абсолютної температури системи) і назвав її *ентропія* (S):

$$\Delta S \geq \frac{Q_p}{T} \text{ або } \Delta S \geq \frac{\Delta H}{T}$$

Причому, для необоротних процесів зміна ентропії передається співвідношенням зі знаком « > », а оборотні процеси – « = »

Ці співвідношення – є математичний запис другого закону термодинаміки для довільного процесу.

Як впливає з наведених співвідношень, ентропія має розмірність енергії розділеної на температуру, але зазвичай її відносять до 1 моль речовини – *молярна ентропія*, яка надається в Дж/(моль·К). Величини стандартних ентропій утворення (S_{298}^0) деяких речовин наведені у табл. 10 Додатків (зверніть увагу, ентропія утворення простих речовин не дорівнює нулю).

Величина ентропії залежить від:

1) агрегатного стану речовини;

Ентропія збільшується при переході від твердого до рідкого і особливо до газоподібного стану речовини. Для порівняння наведемо ентропії утворення води – рідкої і пароподібної, які мають величини, відповідно 70 і 189 Дж·моль⁻¹·К⁻¹;

2) ізотопного складу;

Ентропія H₂O і D₂O, мають величини 70 і 79 Дж·моль⁻¹·К⁻¹;

3) молекулярної маси однотипних сполук;

Так, ентропії CH₄, C₂H₆ і n-C₄H₁₀ становлять 186, 229 і 310 Дж·моль⁻¹·К⁻¹;

4) будови молекули;

Ентропії n-C₄H₁₀ і ізо-C₄H₁₀ дорівнюють, відповідно 310 і 294 Дж·моль⁻¹·К⁻¹;

5) кристалічної структури (алотропічні перетворення);

Наприклад, аллотропи вуглецю – алмаз і графіт, мають ентропії 2,37 і 5,74 Дж·моль⁻¹·К⁻¹.

6) температури.

Прагнення системи до безладдя проявляється тим більше, чим вища температура. Добуток зміни ентропії системи на температуру TΔS кількісно оцінює цю тенденцію і називається *ентропійним фактором*.

Повсякденний досвід показує:

- ентропія системи тим вища, чим більший ступінь неупорядкованості (безладдя) системи;
- для збільшення ступеня порядку в системі необхідно затратити енергію.

Обидва ці положення впливають з фундаментального закону природи – другого закону термодинаміки, для якого відомо багато формулювань. Планк, наприклад, запропонував таке:

Кожен фізичний або хімічний процес в природі протікає таким чином, щоб збільшувалася сума ентропії всіх тіл, які беруть участь в цьому процесі (М. Планк).

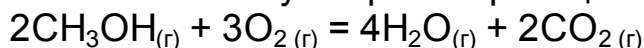
Для визначення зміни ентропії в ході хімічної реакції справедливий наслідок з закону Гесса, аналогічний розглянутому вище для $\Delta H_{x.p.}^{\circ}$:

зміна ентропії системи, в результаті хімічної реакції ($\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$) дорівнює сумі стандартних ентропій утворення продуктів реакції ($S^\circ_{\text{прод.}}$) за вирахуванням суми стандартних ентропій утворення вихідних речовин ($S^\circ_{\text{вихід.}}$)

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot S^\circ_{\text{прод.}} - \sum n \cdot S^\circ_{\text{вихід.}}$$

де n – числа молей речовин, що беруть участь в реакції.

Приклад 1. Визначить зміну ентропії в реакції:



Розв'язання: Знайдемо у табл. 10 Додатків ентропії утворення речовин:

$$S^\circ_{298}(\text{CH}_3\text{OH}_{(г)}) = 160,7 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К});$$

$$S^\circ_{298}(\text{O}_{2(г)}) = 205,03 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К});$$

$$S^\circ_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = 188,74 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К});$$

$$S^\circ_{298}(\text{CO}_{2(г)}) = 213,7 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

Отже маємо:

$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_{\text{х.р.}} &= \sum n \cdot S^\circ_{\text{прод.}} - \sum n \cdot S^\circ_{\text{вихід.}} = \\ &= [4 \cdot (188,74) + 2 \cdot (213,7)] - [2 \cdot (160,7) + 3 \cdot (205,03)] = \\ &= 245,87 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}). \end{aligned}$$

Тут доречно зазначити, що знак зміни ентропії можна визначити за рівнянням хімічної реакції. Так в наведеному прикладі число моль газоподібних продуктів (6) перевищує кількості реагентів (5), які знаходяться в тому ж агрегатному стані, отже невпорядкованість системи в ході реакції збільшилася, тобто $\Delta S > 0$.

5.1.3. Енергія Гіббса

Як впливає з вище викладеного, в хімічних процесах одночасно змінюються енергетичний запас системи (ентальпійний фактор ΔH) і ступінь її безладу (ентропійний фактор $T\Delta S$ – це енергія яка витрачається на внутрішні потреби системи).

Різниця цих термодинамічних факторів є функцією стану системи, яку називають ізобарно-ізотермічним потенціалом або вільною енергією Гіббса (G):

$$G = U + PV - TS = H - TS.$$

Це об'єднане рівняння першого і другого законів термодинаміки.

Зміна вільної енергії Гіббса хімічної реакції може розраховуватись за рівнянням:

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = \Delta H^\circ_{\text{х.р.}} - T\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$$

або як і у випадку $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$ або $\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$, аналогічно дорівнює:

сумі енергій Гіббса утворення продуктів реакції за вирахуванням суми енергій Гіббса утворення вихідних речовин.

$$\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta G^{\circ}_{\text{прод.}} - \sum n \cdot \Delta G^{\circ}_{\text{вихід.}}$$

Стандартну вільну енергію Гіббса утворення речовини (ΔG°_{298}) відносять до 1 моль речовини і зазвичай виражають в кДж/моль; при цьому вважають, що утворення найбільш стійкої модифікації простої речовини дорівнює нулю. Величини стандартних енергій Гіббса утворення більшості відомих речовин, також як і стандартні ентальпії та ентропії утворення їх, наводяться в довідниках фізико-хімічних величин.

Величина стандартної зміни ізобарно-ізотермічного потенціалу (ΔG°_{298}) в ході будь-якої хімічної реакції є міра енергії, яка може бути витрачена даною системою на здійснення корисної роботи. Вільна енергія Гіббса дозволяє зробити деякі узагальнюючі висновки про можливість мимовільного протікання хімічних процесів, ґрунтуючись на знаках величин ΔH і ΔS .

Умови мимовільного протікання ізобаричних процесів ($\Delta P = 0$):

1. Екзотермічні реакції; $\Delta H < 0$:

- якщо $\Delta S > 0$, то завжди $\Delta G < 0$;

Екзотермічні реакції, що супроводжуються збільшенням ентропії, завжди протікають мимовільно.

- якщо $\Delta S < 0$, реакція буде йти мимовільно при $\Delta H > T\Delta S$ (це можливо при невеликих величинах T , тобто при низьких температурах).

2. Ендотермічні реакції; $\Delta H > 0$.

- якщо $\Delta S > 0$, процес буде мимовільним при $\Delta H < T\Delta S$ (тобто при високих температурах);
- якщо $\Delta S < 0$, то завжди $\Delta G > 0$.

Мимовільне протікання ендотермічних реакцій, які супроводжуються зменшенням ентропії, неможливе.

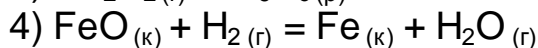
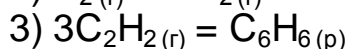
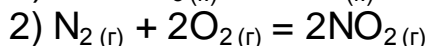
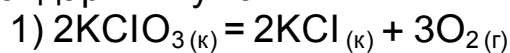
У табл. 5.1. показана можливість (або неможливість) мимовільного протікання реакції при різних знаках величин функцій ΔH , ΔS і ΔG .

Таблиця 5.1.

Спрямованість перебігу реакцій при різних знаках величин ΔH , ΔS і ΔG

Знак зміни функції			Можливість мимовільного перебігу реакцій та їх приклади
ΔH	ΔS	ΔG	
–	+	–	Можлива при будь-якій температурі: $C_{(\text{графіт})} + \frac{1}{2} O_{2(\text{г})} = CO_{(\text{г})}$
+	–	+	Неможлива при будь-якій температурі: $2Na_{(\text{к})} + Cl_{2(\text{г})} = 2NaCl_{(\text{к})}$
–	–	±	Можлива при низьких температурах: $CaO_{(\text{к})} + CO_{2(\text{г})} = CaCO_{3(\text{к})}$
+	+	±	Можлива при високих температурах: $TiO_{2(\text{к})} + 2C_{(\text{графіт})} = Ti_{(\text{к})} + 2CO_{(\text{г})}$

Приклад 2: Які з перерахованих реакцій протікають мимовільно за стандартних умов?



Розв'язання: Відповідь на питання завдання дає обчислення зміни ізобарно-ізотермічного потенціалу або вільної енергії Гіббса (G°_{298}) запропонованих реакцій:

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = \Delta H^\circ_{\text{х.р.}} - T\Delta S^\circ_{\text{х.р.}};$$

$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta H^\circ_{\text{прод.}} - \sum n \cdot \Delta H^\circ_{\text{вихід.}};$$

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot S^\circ_{\text{прод.}} - \sum n \cdot S^\circ_{\text{вихід.}}$$

Використовуючи табл. 10 Додатків, підберемо базу даних для розрахунку термодинамічних функцій стану ($\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$ і $\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$) систем за наведеними рівняннями:

Речовина	$\Delta H^\circ_{298 \text{ утв.}}$, кДж/моль	$S^\circ_{298 \text{ утв.}}$, Дж/(моль·К)
$\text{KClO}_3(\text{к})$	- 391,2	143,0
$\text{KCl}(\text{к})$	- 435,9	82,6
$\text{O}_2(\text{г})$	0	205,03
$\text{N}_2(\text{г})$	0	191,5
$\text{NO}_2(\text{г})$	33,89	240,45
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$	218,2	200,6
$\text{C}_6\text{H}_6(\text{р})$	49,04	173,2
$\text{FeO}(\text{к})$	- 264,8	60,75
$\text{Fe}(\text{к})$	0	27,15
$\text{H}_2(\text{г})$	0	130,52
$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	- 241,84	188,74

Використовуючи дані стандартних ентальпій утворення речовин ($\Delta H^\circ_{298 \text{ утв.}}$), проводимо розрахунок теплового ефекту реакцій:

$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}(1) = 2 \cdot (-435,9) - 2 \cdot (-391,2) = -89,4 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}(2) = 2 \cdot (33,89) - 0 = 67,78 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}(3) = 49,04 - 3 \cdot (218,2) = -605,56 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}(4) = -241,84 + 264,8 = 22,96 \text{ кДж/моль}.$$

Згідно результатів проведених розрахунків (1) і (3) реакції відбуваються з виділенням теплоти (тобто екзотермічні, бо $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} < 0$), (2) і (4) – ендотермічні реакції ($\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} > 0$).

Аналогічним чином виконаємо розрахунок зміни величини ентропії кожної реакції:

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}(1) = [2 \cdot (82,6) + 3 \cdot (205,03)] - 2 \cdot (143,0) = 494,29 \text{ Дж/(моль·К)};$$

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}(2) = 2 \cdot (240,45) - [191,5 + 2 \cdot (205,03)] = -120,66 \text{ Дж/(моль·К)};$$

$$\Delta S^{\circ}_{\text{x.p.}}(3) = 173,2 - (3 \cdot (200,6)) = -428,6 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K});$$

$$\Delta S^{\circ}_{\text{x.p.}}(4) = (27,15 + 188,74) - (60,75 + 130,52) = 24,62 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K});$$

Розрахунки показують, що в реакціях (2) і (3) $\Delta S^{\circ}_{\text{x.p.}} < 0$. Це можна було встановити і без розрахунків – так, наприклад, в реакції (2) вступають у взаємодію три об'єми газів, а одержуємо два, тобто число частинок газоподібних речовин зменшується і в системі зростає впорядкованість. Аналогічно пояснюється зниження ентропії в реакції (3) – частинки в рідинах більш впорядковані, ніж в газових системах.

Нарешті, визначимо зміни ізобарно-ізотермічного потенціалу реакцій (при цьому необхідно виразити величини ентропії в кДж):

$$\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}}(1) = -89,4 - 298 \cdot 0,4943 = -236,70 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}}(2) = 67,78 - 298 \cdot (-0,1207) = 103,75 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}}(3) = -605,56 - 298 \cdot (-0,4286) = -477,84 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}}(4) = 22,96 - 298 \cdot 0,0246 = 15,63 \text{ кДж/моль}.$$

Відповідь: Зіставляючи отримані результати з даними табл. 5.1. бачимо, що реакція:

(1) – може протікати мимовільно за стандартних умов;

(2) – термодинамічно заборонена, тобто реакція неможлива за будь-яких умов;

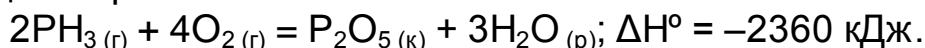
(3) – може йти мимовільно за досить низьких температур;

(4) – може протікати мимовільно за досить високих температур.

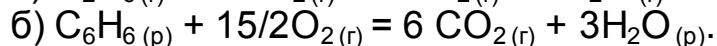
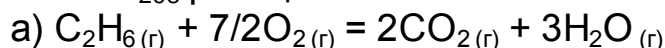
ЗАДАЧІ

(при розв'язанні завдань цього розділу слід в необхідних випадках користуватися даними табл. 10 Додатків)

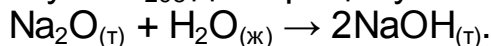
1. При сполученні 2,1 г заліза з сіркою виділилося 3,77 кДж тепла. Розрахувати теплоту утворення сульфїду заліза.
2. Складіть термохімічне рівняння реакції взаємодії $\text{Na}_2\text{O}_{(\text{T})}$ і $\text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})}$, якщо при цьому утворюється 1 моль $\text{NaOH}_{(\text{T})}$. У відповіді вкажіть кількість теплоти для одержаного рівняння.
3. Розрахуйте ΔH°_{298} хімічної реакції: $\text{Na}_2\text{O}_{(\text{T})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})} \rightarrow 2\text{NaOH}_{(\text{T})}$.
4. Визначити стандартну ентальпію (ΔH°_{298}) утворення PH_3 , виходячи з рівняння:



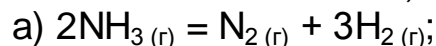
5. Обчислити ΔH°_{298} реакцій:

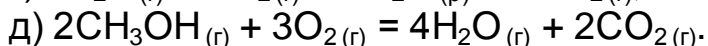
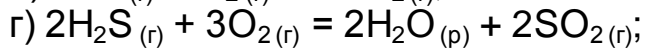
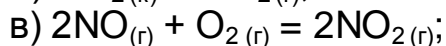
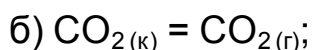


6. Розрахуйте величину ΔS°_{298} для процесу:

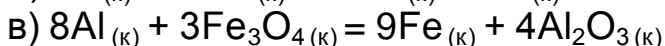
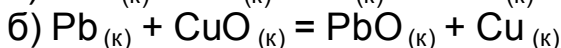
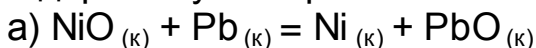


7. Чи можна без обчислень, встановити знак ΔS° таких процесів:

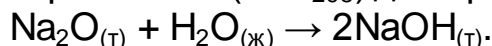




8. Розрахувати значення ΔG°_{298} наступних реакцій і встановити, в якому напрямку вони можуть протікати мимовільно за стандартних умов при 25 °С

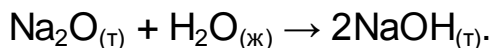


9. Розрахуйте зміну енергії Гіббса (ΔG°_{298}) для процесу:



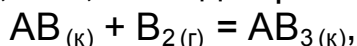
Чи можливе мимовільне протікання реакції за стандартних умов і 298 °К?

10. Визначте, чи можливе при 95 °С мимовільне протікання процесу:



Відповідь обґрунтуйте, розраховавши величину зміни енергії Гіббса за даної температури.

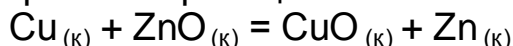
11. Визначити знаки ΔH° , ΔS° , і ΔG° для реакції



що протікає при 298°К в прямому напрямку. Чи буде ΔG° зростати або зменшуватись зі зростанням температури?

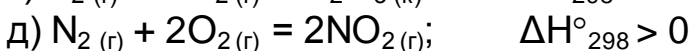
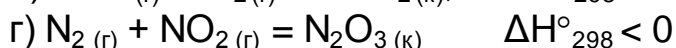
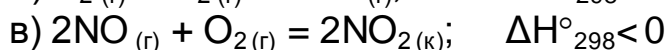
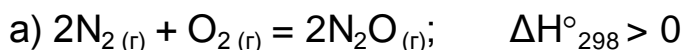
12. Чому при низьких температурах критерієм, що визначає напрямок мимовільного протікання реакції, може служити знак величини ΔH , а при високих температурах таким критерієм є знак ΔS ?

13. Користуючись довідковими даними, показати, що за стандартних умов при 25 °С реакція



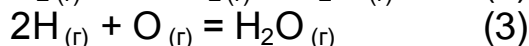
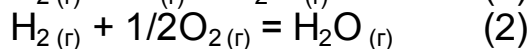
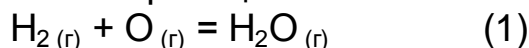
неможлива.

14. Вказати, які з реакцій утворення оксидів азоту і за яких температур (високих чи низьких) можуть у стандартних умовах протікати мимовільно:



ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Для таких реакцій:



вказати правильне співвідношення стандартних змін ентальпій:



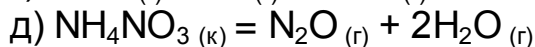
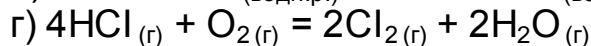
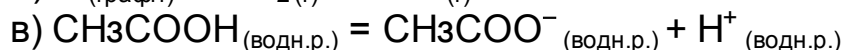
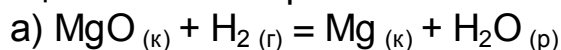
2. Вказати, які з нижченаведених тверджень правильні для реакцій, що протікають за стандартних умов:

а) ендотермічні реакції не можуть протікати мимовільно;

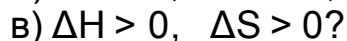
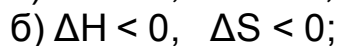
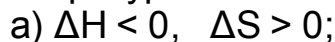
б) ендотермічні реакції можуть протікати за досить низьких температур;

в) ендотермічні реакції можуть протікати за досить високих температур, якщо зміна ентропії реакції позитивна.

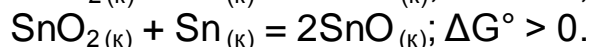
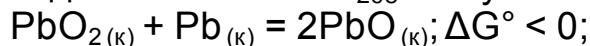
3. Чи можна без обчислень, вказати, для яких з перерахованих процесів зміна ентропії позитивна:



4. У якому з наступних випадків реакція можлива за будь-яких температур:



5. Виходячи зі знака ΔG°_{298} наступних реакцій



зробити висновок про те, які ступені окислення більш характерні для свинцю і олова:

а) для свинцю +2, для олова +2;

б) для свинцю +2, для олова +4;

в) для свинцю +4, для олова +2;

г) для свинцю +4, для олова +4.

6. Який знак ΔG° для процесу танення льоду при 273 °К:



5.2. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Швидкість будь-якої хімічної реакції залежить від умов, за яких вона протікає: від концентрації реагентів (або їх тиску, якщо це газу), температури, наявності каталізатора або випромінювання і т.д. Одні реакції протікають практично миттєво (наприклад, нейтралізація кислоти основою), інші при звичайних умовах йдуть настільки повільно, що помітні зміни концентрацій реагентів спостерігаються лише через кілька років (наприклад, взаємодія водню з киснем з утворенням води за відсутності каталізатора).

Швидкість хімічної реакції вимірюється кількістю речовини, що вступає в реакцію або утворюється в результаті реакції в одиницю часу в одиниці об'єму системи, (для гомогенної реакції) або на одиниці площі поверхні поділу фаз (для гетерогенної реакції).

У зв'язку з труднощами, які зустрічаються в багатьох випадках визначення площі поверхні поділу фаз, швидкість гетерогенної реакції часто відносять до одиниці маси або об'єму твердої фази.

У разі гомогенного процесу, який протікає при постійному об'ємі, швидкість гомогенної хімічної реакції вимірюється зміною концентрації будь-якого з реагуючих речовин за одиницю часу. Це визначення можна виразити рівнянням:

$$V = \pm \Delta C / \Delta \tau,$$

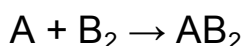
де знак «плюс» відноситься до зміни концентрації речовини, що утворюється в результаті реакції ($\Delta C > 0$), а знак «мінус» – до зміни концентрації речовини, що вступає в реакцію ($\Delta C < 0$).

5.2.1. Вплив концентрації на швидкість реакцій

У тих випадках, коли для протікання реакції необхідно зіткнення двох реагуючих частинок (молекул, атомів), залежність швидкості реакції від концентрацій визначається *законом діючих мас*:

при постійній температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин.

Так, для реакції типу



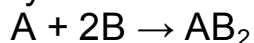
закон діючих мас виражається таким чином:

$$v = k [A] \cdot [B_2]$$

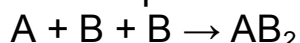
У цьому рівнянні $[A]$ і $[B_2]$ – концентрації вступають в реакцію речовин, а коефіцієнт пропорційності k – *константа швидкості реакції*, значення якої залежить від природи реагуючих речовин.

Набагато рідше реакція здійснюється шляхом зіткнення трьох реагуючих частинок.

Наприклад, реакція типу



може протікати за механізмом потрійних зіткнень:



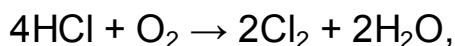
У цьому випадку, відповідно до закону діючих мас, можна записати

$$v = k [A] \cdot [B] \cdot [B],$$

тобто

$$v = k [A] \cdot [B]^2.$$

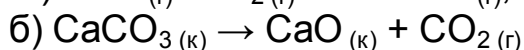
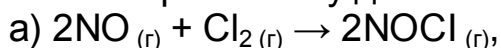
Одночасне зіткнення більш ніж трьох частинок вкрай мало ймовірне. Тому реакції, в рівняння яких входить велике число часток, наприклад:



протікають у кілька стадій, кожна з яких здійснюється в результаті зіткнення двох (рідше трьох) частинок. У подібних випадках закон діючих мас можна застосовувати до окремих стадій процесу, але не до реакції в цілому.

У гетерогенних реакціях концентрації речовин, що знаходяться в твердій фазі, зазвичай не змінюються в ході реакції і тому не включаються в рівняння закону діючих мас.

Приклад 3. Написати вираз закону діючих мас для реакцій:



Розв'язання.

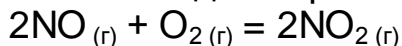
а) $v = k [NO]^2 [Cl_2]$;

б) Оскільки карбонат кальцію – тверда речовина, концентрація якого не змінюється в ході реакції, шуканий вираз буде мати вигляд:

$$v = k,$$

тобто в даному випадку швидкість реакції за певної температури постійна.

Приклад 4. Як зміниться швидкість реакції:



якщо зменшити об'єм реакційної посудини в 3 рази?

Розв'язання. До зміни об'єму швидкість реакції виражалася рівнянням:

$$v_1 = k [NO]^2 \cdot [O_2]$$

Внаслідок зменшення об'єму концентрація кожної з реагуючих речовин зростає в три рази. Отже, маємо:

$$v_2 = k (3[\text{NO}])^2 (3[\text{O}_2]) = 27k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$$

Порівнюючи вирази для v_1 і v_2 , знаходимо, що швидкість реакції зростає в 27 разів.

5.2.2. Вплив температури на швидкість реакцій

Залежність швидкості реакції (або константи швидкості реакції) від температури може виражатись рівнянням:

$$\frac{v_{t+10}}{v_t} = \frac{k_{t+10}}{k_t} = \gamma$$

Тут v_t і k_t – швидкість і константа швидкості реакції за температури t °C;

v_{t+10} і k_{t+10} – ті ж величини за температури $(t + 10)$ °C;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, значення якого для більшості реакцій лежить в межах 2 – 4 (правило Вант-Гоффа).

У загальному випадку, якщо температура змінилася на Δt °C, останнє рівняння перетвориться до вигляду:

$$\frac{v_{t+\Delta t}}{v_t} = \frac{k_{t+\Delta t}}{k_t} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

Приклад 5. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,8. У скільки разів зростає швидкість реакції при підвищенні температури від 20 до 75 °C?

Розв'язання. Оскільки $\Delta t = 55$ °C, то, позначивши швидкість реакції при 20 і 75 °C відповідно через v_1 і v_2 , можемо записати:

$$\frac{v_2}{v_1} = 2,8^{\frac{55}{10}} = 2,8^{5,5}$$

Звідси $v_2/v_1 = 287$. Швидкість реакції збільшиться в 287 разів.

Збільшення швидкості хімічної реакції при підвищенні температури пов'язано з тим, що елементарний акт хімічної реакції протікає не при всякому зіткненні реагуючих молекул: реагують тільки ті молекули (активні молекули), які мають достатню енергію, щоб розірвати або послабити зв'язки у вихідних частинках і тим самим створити можливість утворення нових молекул. Тому кожна реакція характеризується певним енергетичним бар'єром; для його подолання необхідна енергія активації – деяка надлишкова енергія (в порівнянні з середньою енергією молекул за даної температури),

яку повинні мати молекули для того, щоб їх зіткнення було ефективним, тобто призвело б до утворення нової речовини. Зі зростанням температури кількість «активних молекул» швидко збільшується, що і призводить до різкого зростання швидкості реакції.

Залежність константи швидкості реакції k від енергії активації (E_a , Дж/моль) виражається рівнянням Арреніуса:

$$k = Z \cdot P \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

тут Z – число зіткнень молекул в секунду в одиниці об'єму; P – так званий стеричний множник; R – універсальна газова стала ($8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$); e – основа натурального логарифму ($e = 2,718\dots$); T – температура за шкалою Кельвіна.

Як впливає з рівняння Арреніуса, константа швидкості реакції тим більше, чим менша енергія активації.

Приклад 6. Перетворення речовини A на речовину C відбувається за схемою



причому друга стадія реакції супроводжується поглинанням теплоти; при цьому $k_1 < k_2$ і $k_2 > k_3$. Схематично зобразити енергетичну діаграму процесу, визначити знак ΔH для сумарного процесу.

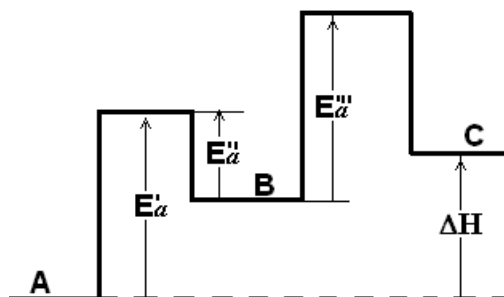


Рис. 5.1 – Енергетична діаграма реакції $A \leftrightarrow B \rightarrow C$.

Розв'язання. Розглянемо спочатку частину енергетичної діаграми, яка відноситься до першої стадії реакції – перетворення вихідної речовини A на проміжний продукт B (ділянка AB на рис. 5.1.). Оскільки константа швидкості зворотної реакції ($B \leftrightarrow A$) більша від константи швидкості прямої реакції k_2 , то енергія активації зворотної реакції повинна бути менша ніж енергія активації прямої реакції, яка в результаті перетворення речовини A на речовину B підвищується (див. рис. 5.1.).

Стосовно другої стадії реакції – перетворення речовини B на кінцевий продукт C (ділянка $B \rightarrow C$ на мал. 5.1.), то з аналогічних причин ($k_2 > k_3$) енергетичний бар'єр для процесу $B \rightarrow C$ повинен

бути більший, ніж для процесу $B \rightarrow A$ ($E_a''' > E_a''$). У відповідності з цим максимум на ділянці BC повинен бути вищим, ніж на ділянці BA.

Нарешті, оскільки за умовою завдання друга стадія реакції ендотермічна ($\Delta H > 0$), то кінцевому стану системи (речовина C) повинен відповідати більш високий рівень енергії, ніж проміжному (речовина B), що й відображено на діаграмі. Як видно, повне протікання реакції супроводжується поглинанням теплоти, тобто $\Delta H > 0$.

5.2.3. Вплив каталізаторів на швидкість реакцій

Швидкість хімічної реакції зростає за присутності каталізатора. При цьому енергія активації реакції знижується і активними стають деякі молекули, енергія яких була недостатня для здійснення реакції за відсутності каталізатора. В результаті загальне число активних молекул зростає і тому швидкість реакції збільшується.

Як впливає з рівняння Арреніуса, в яке E_a входить як показник ступеня, навіть невелике зменшення енергії активації приводить до значного зростання швидкості реакції. Так, під дією біологічних каталізаторів (*ферментів*) енергія активації хімічних реакцій, які протікають в живих організмах, різко знижується, і ці реакції досить швидко протікають за порівняно низьких температур.

Приклад 7. Енергія активації деякої реакції за відсутності каталізатора дорівнює 75,24 кДж/моль, а з каталізатором – 50,14 кДж/моль. У скільки разів зросте швидкість реакції за присутності каталізатора, якщо реакція протікає при 25 °С?

Розв'язання. Позначимо енергію активації реакції без каталізатора через E_a , а з каталізатором – через E_a' ; відповідні константи швидкості реакції позначимо через k і k' . Використовуючи рівняння Арреніуса, знаходимо:

$$\frac{k'}{k} = \frac{e^{-\frac{\Delta E_a}{RT}}}{e^{-\frac{E_a}{RT}}} = e^{-\frac{(E_a - E_a')}{RT}},$$

звідки маємо:

$$\ln \frac{k'}{k} = 2,30 \cdot \lg \frac{k'}{k} = \frac{E_a - E_a'}{RT} \quad \text{або} \quad \lg \frac{k'}{k} = \frac{E_a - E_a'}{2,30 \cdot RT}$$

Підставляючи в останнє рівняння дані задачі, виражаючи енергію активації в джоулях і враховуючи, що $T = 298$ °К, отримаємо:

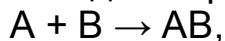
$$\lg \frac{k'}{k} = \frac{(75,24 - 50,14) \cdot 10^3}{2,30 \cdot 8,314 \cdot 298} = \frac{25,1 \cdot 10^3}{2,30 \cdot 8,314 \cdot 298} = 4,40$$

Остаточного знаходимо: $k'/k = 2,5 \cdot 10^4$.

Таким чином, зниження енергії активації на 25,1 кДж призвело до збільшення швидкості реакції в 25 тисяч разів.

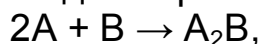
ЗАДАЧІ

1. Знайти значення константи швидкості реакції



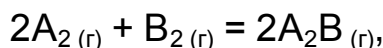
якщо при концентраціях речовин А і В, рівних відповідно 0,05 і 0,01 моль/л, швидкість реакції дорівнює $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л · хв).

2. У скільки разів зміниться швидкість реакції



якщо концентрацію речовини А збільшити в 2 рази, а концентрацію речовини В зменшити в 2 рази?

3. У скільки разів слід збільшити концентрацію речовини В₂ в системі



щоб при зменшенні концентрації речовини А в 4 рази швидкість прямої реакції не змінилася?

4. У дві посудини однієї і тієї ж місткості введені: у першу – 1 моль газу А і 2 моль газу В, у другу – 2 моль газу А і 1 моль газу В. Температура в обох посудинах однакова. Чи буде відрізнятися швидкість реакції між газами А і В у цих посудинах, якщо швидкість реакції виражається:

а) рівнянням $V_1 = k_1 [A] \cdot [B]$;

б) рівнянням $V_2 = k_2 [A]^2 [B]$?

5. Через деякий час після початку реакції $3A + B \rightarrow 2C + D$

концентрації речовин становили:

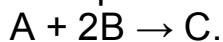
$[A] = 0,03$ моль/л; $[B] = 0,01$ моль/л; $[C] = 0,008$ моль/л.

Які вихідні концентрації речовин А і В?

6. В системі: $CO + Cl_2 = COCl_2$

концентрацію CO збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів зросла швидкість прямої реакції?

7. Реакція між речовинами А і В виражається рівнянням:



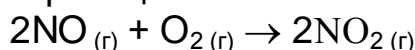
Початкові концентрації становлять:

$[A]_0 = 0,03$ моль/л,

$[B]_0 = 0,05$ моль/л.

Константа швидкості реакції дорівнює 0,4. Знайти початкову швидкість реакції та швидкість реакції після закінчення деякого часу, коли концентрація речовини А зменшиться на 0,01 моль/л.

8. Як зміниться швидкість реакції



якщо:

- а) збільшити тиск в системі в 3 рази;
 - б) зменшити об'єм системи в 3 рази;
 - в) підвищити концентрацію NO в 3 рази?
9. Дві реакції протікають при 25 °С з однаковою швидкістю. Температурний коефіцієнт швидкості першої реакції дорівнює 2,0, а другої – 2,5. Знайти відношення швидкостей цих реакцій при 95 °С.
10. Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції дорівнює 2,3. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищити температуру на 25 градусів?
11. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при збільшенні температури на 30 градусів швидкість реакції зростає в 15,6 рази?

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

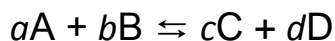
1. Як зміниться швидкість реакції
- $$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2,$$
- якщо об'єм реакційної посудини збільшити в 2 рази:
- а) зменшиться в 4 рази;
 - б) зменшиться у 8 разів;
 - в) зросте в 4 рази;
 - г) зросте у 8 разів?
2. Чим пояснюється підвищення швидкості реакції при введенні в систему каталізатора:
- а) зменшенням енергії активації;
 - б) збільшенням середньої кінетичної енергії молекул;
 - в) зростанням числа зіткнень;
 - г) зростанням числа активних молекул?
3. Які з перерахованих чинників призведуть до зміни константи швидкості реакції:
- а) зміна тиску;
 - б) зміна температури;
 - в) зміна об'єму реакційної посудини;
 - г) введення в систему каталізатора;
 - д) зміна концентрації реагуючих речовин?
4. Який вплив робить перемішування на швидкість перебігу гетерогенної хімічної реакції
- а) у всіх випадках збільшує швидкість реакції;
 - б) у деяких випадках збільшує швидкість реакції;
 - в) не впливає на швидкість реакції?

5. Збільшення швидкості реакції з підвищенням температури, зумовлюється головним чином:
- збільшенням середньої кінетичної енергії молекул;
 - зростанням числа активних молекул;
 - зростанням числа зіткнень?
6. При 20 °С константа швидкості деякої реакції дорівнює 10^{-4} хв⁻¹, а при 50 °С становить $8 \cdot 10^{-4}$ хв⁻¹. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції:
- 2,
 - 3,
 - 4?

5.3. ХІМІЧНА ДИНАМІЧНА РІВНОВАГА

При протіканні хімічної реакції концентрації вихідних речовин зменшуються; відповідно до закону діючих мас, це призводить до зменшення швидкості реакції. Якщо реакція оборотна, тобто може протікати як у прямому, так і в зворотному напрямках, то з плином часу швидкість зворотної реакції буде зростати, оскільки збільшуються концентрація продуктів реакції. Коли швидкості прямої і зворотної реакцій стають однаковими, настає стан *хімічної динамічної рівноваги* і подальша зміна концентрацій речовин, що беруть участь в реакції, не відбувається.

У разі оборотної хімічної реакції:



залежність швидкостей прямої (v_{\rightarrow}) і зворотної (v_{\leftarrow}) реакцій від концентрацій реагуючих речовин виражається співвідношеннями:

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} [A]^a \cdot [B]^b; \quad v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} [C]^c \cdot [D]^d$$

У стані хімічної рівноваги

$$v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$$

тобто

$$k_{\rightarrow} [A]^a \cdot [B]^b = k_{\leftarrow} [C]^c \cdot [D]^d.$$

Звідси:

$$\frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = K.$$

Тут K – константа рівноваги реакції.

Концентрації, що входять у вираз константи рівноваги, називаються *рівноважними концентраціями*. Константа рівноваги – постійна за даної температури величина, що виражає співвідношення між рівноважними концентраціями продуктів реакції (чисельник) і вихідних речовин (знаменник).

Чим більша константа рівноваги, тим «глибше» протікає реакція, тобто тим більший вихід її продуктів.

У вираз константи рівноваги гетерогенної реакції, як і у вираз закону діючих мас, входять тільки концентрації речовин, що знаходяться в рідкому або газоподібному стані, тому які концентрації твердих речовин залишаються, як правило, постійними.

Каталізатор не впливає на значення константи рівноваги, оскільки він однаково знижує енергію активації прямої і зворотної реакцій і тому однаково змінює швидкості прямої і зворотної реакцій. Каталізатор лише прискорює досягнення рівноваги, але не впливає на кількісний вихід продуктів реакції.

Приклад 8. В системі: $A_{(r)} + 2B_{(r)} = C_{(r)}$
рівноважні концентрації дорівнюють: $[A] = 0,06$ моль/л;
 $[B] = 0,12$ моль/л; $[C] = 0,216$ моль/л. Знайти константу рівноваги реакції і вихідні концентрації речовин А і В.

Розв'язання. Константа рівноваги цієї реакції виражається рівнянням:

$$K = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]^2}$$

Підставляючи в нього дані завдання, отримуємо:

$$K = \frac{0,216}{0,06 \cdot (0,12)^2} = 2,5$$

Для знаходження вихідних концентрацій речовин А і В врахуємо, що, згідно з рівнянням реакції, з 1 моль А і 2 моль В утворюється 1 моль С. Оскільки за умовою задачі в кожному літрі системи утворилося 0,216 моль речовини С, то при цьому було витрачено 0,216 моль А і $0,216 \cdot 2 = 0,432$ моль В.

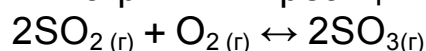
Таким чином, шукані вихідні концентрації дорівнюють:

$$[A_0] = 0,06 + 0,216 = 0,276 \text{ моль/л;}$$

$$[B_0] = 0,12 + 0,432 = 0,552 \text{ моль/л.}$$

Приклад 9. У закритій посудині змішано 8 моль SO_2 і 4 моль O_2 . Реакція протікає за постійної температури. До моменту настання рівноваги в реакцію вступає 80% початкової кількості SO_2 . Визначити тиск газової суміші в момент досягнення рівноваги, якщо вихідний тиск був 300 кПа.

Розв'язання. Запишімо рівняння реакції:



Згідно з умовою задачі, в реакцію вступило 80%, тобто

$$8 \cdot 0,8 = 6,4 \text{ моль } SO_2$$

залишилося невитраченими 1,6 моль SO_2 .

За рівнянням реакції на кожні 2 моль SO_2 витрачається 1 моль O_2 , причому утворюється 2 моль SO_3 . Отже, з 6,4 моль SO_2 в

реакцію вступило 3,2 моль O_2 і утворилося 6,4 моль SO_3 ; залишилося невитраченим

$$4 - 3,2 = 0,8 \text{ моль } O_2.$$

Таким чином, загальне число моль газів становило до протікання реакції: $8 + 4 = 12$ моль, а після досягнення хімічної рівноваги:

$$1,6 + 0,8 + 6,4 = 8,8 \text{ моль.}$$

У закритій посудині за сталої температури тиск газової суміші пропорційний загальній кількості складових її газів. Отже, тиск при рівновазі (P) буде визначитися з пропорції:

$$12 : 8,8 = 300 : P,$$

звідки –
$$P = \frac{8,8 \cdot 300}{12} = 220 \text{ кПа.}$$

При зміні умов протікання реакції (температури, тиску, концентрації речовин, що беруть участь в реакції) швидкості прямого і зворотного процесів змінюються неоднаково, та порушується хімічна рівновага. Процес переходу від одного рівноважного стану до нового називається *зсувом хімічної рівноваги*. Напрямок цього зміщення підлягає *принципу Ле Шательє*:

якщо в системі, що знаходиться в стані хімічної рівноваги, змінити хоча б один параметр стану, то рівновага зміститься в такому напрямку, який зменшить вплив на неї такої дії.

Так, підвищення температури призводить до зміщення рівноваги в напрямку реакції, що супроводжується поглинанням теплоти, тобто охолодженням системи.

Підвищення тиску спричиняє зсув рівноваги в напрямку зменшення загального числа моль газоподібних речовин, тобто в напрямку, який приводить до пониження тиску (див. рис. 5.2.).

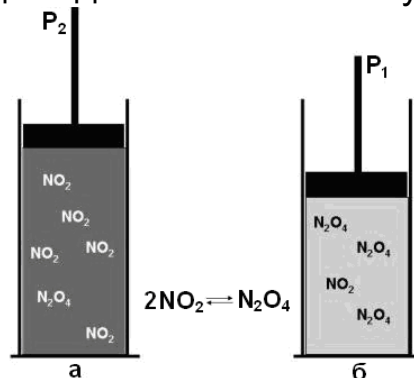


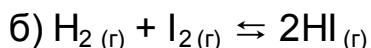
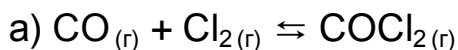
Рис. 5.2. При збільшенні тиску ($P_2 > P_1$) загальна кількість молекул в рівноважній суміші зменшується – система

«чинить опір» підвищенню тиску:

- а) в системі більше молекул NO_2 (інтенсивно забарвлена);
- б) при збільшенні тиску, NO_2 стає менше (забарвлення слабшає).

Видалення з системи одного з продуктів реакції веде до зсуву рівноваги в бік прямої реакції, тобто до зростання кількості продуктів. Зменшення концентрації одної з вихідних речовин призводить до зсуву рівноваги в напрямку зворотної реакції.

Приклад 10. В якому напрямку зміститься рівновага в системах:



якщо при незмінній температурі збільшити тиск шляхом зменшення об'єму газової суміші?

Розв'язання:

а) протікання реакції в прямому напрямку призводить до зменшення загального числа молей газів, тобто до зменшення тиску в системі. Тому, згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску спричиняє зсув рівноваги в бік прямої реакції.
б) протікання реакції не супроводжується зміною числа молей газів і не призводить до зміни тиску. У цьому випадку зміна тиску не викликає зміщення рівноваги.

Константа рівноваги хімічної реакції пов'язана зі стандартною зміною енергії Гіббса реакції ΔG° рівнянням:

$$\Delta G^\circ = -2,3 RT \lg K_T.$$

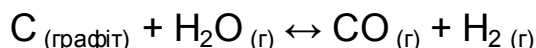
При 298°K (25°С) це рівняння перетвориться до вигляду

$$\Delta G^\circ_{298} = -5,69 \lg K_{298}$$

де ΔG°_{298} виражено в кДж/моль.

Як показують останні рівняння, негативний знак ΔG° можливий тільки в тому випадку, якщо $\lg K > 0$, тобто $K > 1$, а позитивний, – якщо $\lg K < 0$, тобто $K < 1$. Це означає, що при негативних значеннях ΔG° рівновага зміщена у напрямку прямої реакції і вихід продуктів реакції порівняно великий; при позитивному знаку ΔG° рівновага зміщена у бік зворотної реакції і вихід продуктів прямої реакції буде порівняно малий. У зв'язку з цим слід підкреслити, що знак ΔG° вказує на можливість або неможливість протікання реакції тільки в стандартних умовах, коли всі реагуючі речовини знаходяться в стандартних станах. У загальному ж випадку можливість (або неможливість) протікання реакції визначається знаком ΔG , а не ΔG° .

Приклад 11. Використовуючи довідкові дані, знайти наближене значення температури, за якої константа рівноваги реакції утворення водяного газу:



дорівнює одиниці. Залежністю ΔH° і ΔS° від температури знехтувати.

Розв'язування. З рівняння

$$\Delta G^{\circ}_T = -2,3 RT \lg K_T$$

впливає, що при $K_T = 1$ стандартна енергія Гіббса хімічної реакції дорівнює нулю.

Тоді із співвідношення

$$\Delta G^{\circ}_T = \Delta H^{\circ}_T - T\Delta S^{\circ}$$

впливає, що за відповідної температури $\Delta H^{\circ}_T = T\Delta S^{\circ}$

Звідки:

$$T = \frac{\Delta H^{\circ}_T}{\Delta S^{\circ}_T}$$

Згідно з умовою задачі, для розрахунку можна скористатися значеннями ΔH°_{298} і S°_{298} утворення речовин, які знаходимо в табл. 10 Додатків:

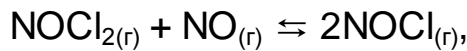
$$\begin{aligned} \Delta H^{\circ}_{298} &= \Delta H^{\circ}(\text{CO}) - \Delta H^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = -110,5 - (-241,8) = 131,3 \text{ кДж/моль}; \\ \Delta S^{\circ}_{298} &= S^{\circ}(\text{CO}) + S^{\circ}(\text{H}_2) - S^{\circ}(\text{C}) - S^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 197,5 + 130,5 - 5,7 - 188,7 = 133,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K} = 0,134 \text{ кДж/моль} \cdot \text{K}. \end{aligned}$$

Звідки маємо:

$$T = 131,3 : 0,134 = 983^{\circ}\text{K}.$$

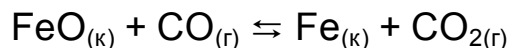
ЗАДАЧІ

1. Визначте константу рівноваги реакції:



якщо за деякої температури рівноважні концентрації речовин становлять $[\text{NOCl}_2] = 0,05$; $[\text{NO}] = 0,55$; $[\text{NOCl}] = 0,08$ моль/л.

2. Константа рівноваги реакції:



за деякої температури дорівнює 0,5. Знайти рівноважні концентрації CO і CO₂, якщо початкові концентрації цих речовин становили: $[\text{CO}]_0 = 0,05$ моль/л, $[\text{CO}_2]_0 = 0,01$ моль/л.

3. Рівновага в системі: $\text{H}_{2(r)} + \text{I}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(r)}$

встановилась при наступних концентраціях: $[\text{H}_2] = 0,025$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,005$ моль/л; $[\text{HI}] = 0,09$ моль/л. Визначити вихідні концентрації йоду і водню.

4. За деякої температури рівновага в системі:

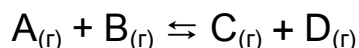


встановилась при таких концентраціях: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л. Знайти константу рівноваги реакції і вихідну концентрацію NO₂.

5. Для реакції: $\text{H}_{2(r)} + \text{Br}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(r)}$

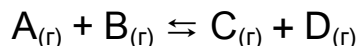
за деякої температури $K = 1$. Визначити склад (у відсотках за об'ємом) рівноважної реакційної суміші, якщо вихідна суміш складалася з 3 моль H₂ і 2 моль Br₂.

6. Константа рівноваги реакції:



дорівнює одиниці. Скільки відсотків речовини А піддається перетворенню, якщо змішати 3 моль речовини А та 5 моль речовини В?

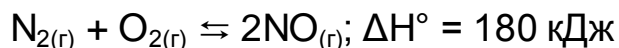
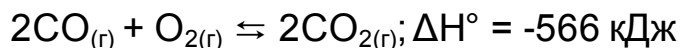
7. Після змішування газів А і В у системі:



встановлюється рівновага при таких концентраціях: $[B] = 0,05$ моль/л; $[C] = 0,02$ моль/л. Константа рівноваги реакції дорівнює $4 \cdot 10^{-2}$. Знайти вихідні концентрації речовин А і В.

8. Знайти константу рівноваги реакції $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$, якщо початкова концентрація N_2O_4 становила 0,08 моль/л, а до моменту настання рівноваги розпалось 50% N_2O_4 .

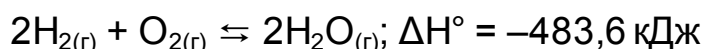
9. В якому напрямку змістяться рівноваги:



а) при зниженні температури?

б) при підвищенні тиску?

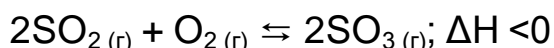
10. Як вплине на рівновагу таких реакцій:



а) підвищення тиску;

б) підвищення температури?

11. В який бік зміститься рівновага реакції



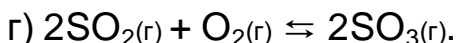
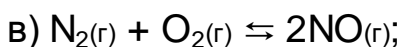
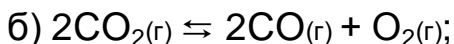
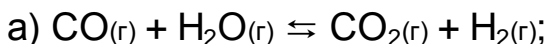
при підвищенні температури?

12. Вказати, якими змінами концентрацій реагуючих речовин можна змістити вправо рівновагу реакції



ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

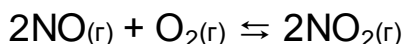
1. У яких реакціях зміна тиску вплине на зміщення рівноваги?



2. В якій з чотирьох реакцій рівновага найбільше зміститься вправо при одночасному підвищенні температури і зниженні тиску?

- а) $\text{CO}_{(r)} + 2\text{H}_2_{(r)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(r)}$, $\Delta H < 0$;
 б) $\text{H}_2_{(r)} + \text{C}_3\text{H}_6_{(r)} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_8_{(r)}$, $\Delta H < 0$;
 в) $2\text{NH}_3_{(r)} + \text{O}_2_{(r)} \rightleftharpoons \text{N}_2_{(r)} + 3\text{H}_2_{(r)}$, $\Delta H > 0$;
 г) $\text{N}_2_{(r)} + \text{O}_2_{(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(r)}$, $\Delta H > 0$.

3. Розрахуйте, у скільки разів зміняться швидкості прямої і зворотної реакції в рівноважній системі:

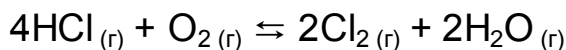


при збільшенні тиску вдвічі. Виходячи з результатів розрахунку, вирішіть, як відіб'ється така зміна тиску на положенні рівноваги. (Примітка: для розрахунку можна брати будь-які вихідні концентрації речовин – результат від цього не зміниться. Дослідіть завдання і переконайтеся в цьому самі).

4. Якщо об'єм закритої реакційної посудини, в якій встановилася

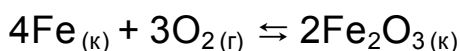
рівновага: $2\text{SO}_2_{(r)} + \text{O}_2_{(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_3_{(r)}$ зменшити в 2 рази, то:

- а) швидкості прямої і зворотної реакцій залишаться однаковими;
 б) швидкість прямої реакції стане в 2 рази більша від швидкості зворотної реакції;
 в) рівновага не зміститься;
 г) рівновага зміститься вправо;
 д) рівновага зміститься вліво?
5. Які дії на систему:



приведуть до зміщення рівноваги вліво:

- а) збільшення концентрації O_2 ;
 б) збільшення концентрації Cl_2 ;
 в) підвищення тиску;
 г) зростання об'єму реакційної посудини?
6. В якому напрямку зміститься рівновага в системі:



при збільшенні тиску:

- а) у бік прямої реакції; б) у бік зворотної реакції; в) не зміститься?
7. Якими впливами на систему: $\text{A}_{(r)} + \text{B}_{(r)} \rightleftharpoons \text{AB}_{(r)}$ можна збільшити рівноважну концентрацію продукту реакції АВ, якщо ΔH° реакції має негативну величину:
- а) введенням в систему каталізатора;
 б) підвищенням температури;
 в) зниженням температури;
 г) введенням в реактор додаткової кількості речовини В?

8. Рівновага реакції $2\text{H}_2_{(r)} + \text{O}_2_{(r)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}$; $\Delta H < 0$

зміщується вправо при:

- а) підвищенні температури;
- б) зменшенні тиску;
- в) збільшенні тиску?

9. Для деякої реакції $\Delta G^\circ < 0$. Які з наведених тверджень правильні:

- а) константа рівноваги реакції більша за одиницю;
- б) константа рівноваги реакції менша від одиниці;
- в) у рівноважній суміші переважають вихідні речовини;
- г) у рівноважній суміші переважають продукти реакції?

6. Тема IV: РОЗЧИНИ

Розчини – це гомогенні (однофазні) системи змінного складу, які складаються з двох або більше речовин (компонентів).

6.1. КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ

Концентрація – величина, що характеризує кількісний склад розчину.

Згідно з правилами ІЮПАК, концентрацією розчиненої речовини (*не розчину*) називають відношення кількості розчиненої речовини або її маси до об'єму розчину (моль/л або г/л), тобто це відношення неоднорідних величин.

Відношення однотипних величин (відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину), правильно називати «частками». Однак на практиці для обох видів вираження складу застосовують термін «концентрація» і говорять про концентрацію розчинів.

Існують різні способи чисельного вираження складу розчинів. Найбільш часто в хімії вживають:

1. *Масова частка* (ω) – кількість г речовини, яка міститься у 100 г розчину чи сухої речовини, виражається у частках одиниці або відсотках %:

$$\omega = \frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{реч.}} + m_{\text{роз.}}};$$

$$\omega\% = \omega \cdot 100\% = (\%),$$

звідки можна розрахувати, наприклад,

$$m_{\text{реч.}} = \frac{\omega\% \cdot m_{\text{роз.}}}{100},$$

$$m_{\text{роз.}} = \frac{m_{\text{реч.}} \cdot 100}{\omega\%}$$

де $m_{\text{реч.}}$ – маса розчиненої речовини (г); $m_{\text{роз.}}$ – маса розчинника (г).

2. *Молярна концентрація* (C_M) (*молярність*) – кількість молей речовини, яка міститься у 1 л (або дм^3) розчину, виражається у моль/л, моль/ дм^3 :

$$C_M = \frac{m_{\text{реч.}}}{M \cdot V},$$

звідки можна розрахувати, наприклад,

$$m_{\text{реч.}} = C_M \cdot M \cdot V,$$

$$V = \frac{m_{\text{реч.}}}{C_M \cdot M} = (\text{л})$$

3. *Моляльна концентрація* (C_M) (*моляльність*) – кількість розчиненої речовини (число моль) в 1 кг розчинника. Розмірність: моль/кг. Моляльна концентрація розраховується за рівнянням:

$$C_M = \frac{m_{\text{реч.}}}{M \cdot m_{\text{роз.}}} = (\text{моль/кг}),$$

де $m_{\text{реч.}}$ – маса розчиненої речовини, г; $m_{\text{роз.}}$ – маса розчинника (кг); M – молярна маса розчиненої речовини (г/моль).

Моляльна концентрація не залежить від температури розчину!

4. *Молярна концентрація еквівалентів* (C_H) (*нормальна концентрація*) – кількість молей еквівалентів речовини, що міститься у 1 л (або 1 дм³) розчину, виражається у моль/л, моль/дм³:

$$C_H = \frac{m_{\text{реч.}}}{M_{\text{екв}} \cdot V_{\text{роз.}}} = (\text{моль/л}),$$

звідки можна розрахувати, наприклад,:

$$m_{\text{реч.}} = C_H \cdot M_{\text{екв}} \cdot V = (\text{г})$$

$$V_{\text{роз.}} = \frac{m_{\text{реч.}}}{M_{\text{екв}} \cdot C_H} = (\text{л})$$

де $V_{\text{роз.}}$ – об'єм розчину; $M_{\text{екв}}$ – молярна маса речовини еквівалентів розчиненої речовини, г/моль-екв або г/моль.

Молярні маси еквівалентів визначають за формулою:

$$M_{\text{екв. реч.}} = \frac{M}{z_{\text{екв}}},$$

де M – молярна маса речовини (г/моль); $z_{\text{екв}} = n$ – валентність (для елементів); – основність (для кислот); – кислотність (для основ); – заряд атома металу помножений на кількість атомів металу (для солей).

5. *Титр розчину* (T) – концентрація розчину, яка показує масу розчиненої речовини (г), що міститься у 1 мл розчину:

$$T = \frac{m_{\text{реч.}}}{V_{\text{роз.}}} = (\text{г/мл}).$$

На практиці досить часто доводиться перераховувати одні види концентрації розчинів у інші. У табл. 6.1. наведені формули для перерахунків деяких видів концентрацій розчинів.

Таблиця 6.1.

СПВІДНОШЕННЯ МІЖ РІЗНИМИ ВИДАМИ
ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІ РОЗЧИНУ

ВИД	ω	C_M	C_H	C_m
ω	$\omega_i = m_i / \Sigma m$	$C_M = \frac{\omega \cdot \rho}{M}$	$C_H = \frac{\omega \cdot \rho \cdot z_{\text{екв}}}{M}$	$C_m = \frac{1000 \cdot \omega}{M \cdot (1 - \omega)}$
C_M	$\omega = \frac{C_M \cdot M}{\rho}$	$C_M = n/V = \frac{m}{M \cdot V}$	$C_H = C_M \cdot z_{\text{екв}}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C_M}{\rho - C_M \cdot M}$
C_H	$\omega = \frac{C_H \cdot M}{\rho \cdot z_{\text{екв}}}$	$C_M = \frac{C_H}{z_{\text{екв}}}$	$C_H = n_{\text{екв}}/V = \frac{m}{M_{\text{екв}} \cdot V} = \frac{m \cdot z_{\text{екв}}}{M \cdot V}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C_H}{z_{\text{екв}} \cdot \rho - C_H \cdot M}$
C_m	$\omega = \frac{C_m \cdot M}{C_m \cdot M + 1000}$	$C_M = \frac{C_m \cdot \rho}{C_m \cdot M + 1000}$	$C_H = \frac{C_m \cdot \rho \cdot z_{\text{екв}}}{C_m \cdot M + 1000}$	$C_m = n/m_p = \frac{m}{M \cdot m_p}$

Розглянемо декілька прикладів розрахунків, які необхідно проводити при вирішенні практичних задач у роботі з розчинами.

Приклад 1. Який об'єм 96-відсоткової (по масі) сірчаної кислоти ($\rho = 1,84$ г/мл) і яку масу води потрібно взяти для приготування 100 мл 15-відсоткового (за масою) розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).

Розв'язання. Знайдемо масу 100 мл 15-відсоткового розчину H_2SO_4 . Вона становить:

$$m_{\text{роз.}} = V_{\text{роз.}} \cdot \rho = 100 \cdot 1,10 = 110 \text{ г.}$$

Маса H_2SO_4 , яка міститься в 110 г цього розчину, дорівнює:

$$m_{\text{реч.}} = \frac{\omega_{\%} \cdot m_{\text{роз.}}}{100} = \frac{15 \cdot 110}{100} = 16,5 \text{ г.}$$

Тепер знайдемо об'єм 96-відсоткового розчину, що містить 16,5 г H_2SO_4 . 1 мл розчину з масою 1,84 г містить:

$$1,84 \cdot 0,96 = 1,77 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4.$$

Тому, шуканий об'єм вихідного розчину H_2SO_4 дорівнює:

$$16,5 / 1,77 = 9,32 \text{ мл.}$$

Отже, для приготування 100 мл 15-відсоткового розчину H_2SO_4 потрібно 9,32 мл 96-відсоткового розчину H_2SO_4 і $110 - 16,5 = 93,5$ г води.

Приклад 2. У 250 г води розчинено 50 г кристалогідрату $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Обчислити масову частку кристалогідрату і безводного сульфату заліза(II) у розчині.

Розв'язання. Маса отриманого розчину становить 300 г. Масову частку кристалогідрату знаходимо з пропорції:

$$\omega_{\%} = \frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{реч.}} + m_{\text{роз.}}} \cdot 100\% = \frac{50 \cdot 100}{50 + 250} = 16,7\% ;$$

Тепер обчислимо масу безводної солі в 50 г кристалогідрату. Мольна маса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ дорівнює 278 г/моль, а мольна маса FeSO_4 становить 152 г/моль. Вміст FeSO_4 в 50 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ знайдемо з пропорції:

$$278 : 152 = 50 : x;$$

$$x = 50 \cdot 152 : 278 = 27,4 \text{ г.}$$

Звідси масова частка безводної солі в 300 г розчину дорівнює:

$$\omega\% = \frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{реч.}} + m_{\text{роз.}}} \cdot 100\% = \frac{27,4 \cdot 100}{300} = 9,1\%$$

Приклад 3. Яку масу води треба додати до 200 мл 30-відсоткового (за масою) розчину NaOH ($\rho = 1,33$ г/мл) для отримання 10-відсоткового розчину лугу?

Розв'язання. Маса 200 мл вихідного розчину NaOH дорівнює

$$m_{\text{роз.}} = V_{\text{роз.}} \cdot \rho = 200 \cdot 1,33 = 266 \text{ г.}$$

У цьому розчині міститься 30% NaOH , тобто:

$$266 \cdot 0,3 = 79,8 \text{ г.}$$

За умовами задачі ця маса складе 10% від загальної маси розведеного розчину. Тобто маса нового розчину буде дорівнювати:

$$m_{\text{роз.}} = \frac{m_{\text{реч.}} \cdot 100}{\omega\%} = \frac{79,8 \cdot 100}{10} = 798 \text{ г.}$$

Отже, до вихідного розчину необхідно додати:

$$798 - 266 = 532 \text{ г води.}$$

Приклад 4. Знайти моляльність, нормальність і молярність 15-відсоткового (за мас.) розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).

Розв'язування. Для обчислення моляльності розчину спочатку знайдемо масу сірчаної кислоти, що припадає на 1000 г води:

$$\begin{aligned} &\text{якщо } 85 \text{ г води містять } 15 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ &\text{то } 1000 \text{ г води повинні містити } x \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ &x = 15 \cdot 1000 / 85 = 176,5 \text{ г.} \end{aligned}$$

Мольна маса H_2SO_4 дорівнює 98 г/моль; отже:

$$C_m = 176,5 : 98 = 1,80 \text{ моль/кг.}$$

Для розрахунку нормальності і молярності розчину знайдемо масу сірчаної кислоти, що міститься в 1000 мл, тобто в

$$1000 \cdot 1,1 \text{ г/мл} = 1100 \text{ г розчину:}$$

якщо за умовами задачі 100 г розчину містять 15 г H_2SO_4 ,
то 1100 г такого розчину повинні містити у г. H_2SO_4 ,
тобто маємо:

$$y = 1100 \cdot 15 / 100 = 165 \text{ г.}$$

Еквівалентна маса сірчаної кислоти дорівнює $98/2 = 49$ г/моль. Отже нормальність розчину:

$$C_N = 165 / 49 = 3,37 \text{ н,}$$

а молярність його становить: $C_M = 165 / 98 = 1,68$ моль/л.

Приклад 5. Який об'єм 2М і 6М розчинів HCl потрібно змішати для приготування 500 мл 3М розчину кислоти? Зміною об'єму при змішуванні знехтувати.

Розв'язання. У 500 мл 3М розчину міститься $0,5 \cdot 3 = 1,5$ моль HCl. Позначимо потрібний об'єм 6М розчину через x , тоді необхідний об'єм 2М розчину дорівнює $(0,5 - x)$ л.

У x л 6М розчину міститься $6x$ моль HCl,

а в $(0,5 - x)$ л 2М розчину $2(0,5 - x)$ моль HCl.

Оскільки загальна кількість HCl в розчині повинна бути 1,5 моль, можна написати:

$$6x + 2(0,5 - x) = 1,5,$$

звідки легко знайти:

$$x = 0,125 \text{ л.}$$

Отже, для приготування необхідного розчину треба взяти 125 мл 6М розчину і $500 - 125 = 375$ мл 2М HCl.

6.1.1. РОЗЧИННІСТЬ

Розчинність речовини вимірюється вмістом речовини в його насиченому розчині.

Розчинність деяких кислот, основ та солей дивись у табл. 13 Додатків.

Зазвичай розчинність твердих речовин і рідин виражають значенням *коефіцієнта розчинності*, тобто:

це маса речовини, яка розчиняється за даних умов в 100 г розчинника з утворенням насиченого розчину.

Розчинність газів часто характеризують коефіцієнтом абсорбції, який виражає:

об'єм газу, який розчиняється в одному об'ємі розчинника з утворенням насиченого розчину.

Відповідно до закону Генрі:

маса газу, яка розчиняється за постійної температури в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна парціальному тиску газу.

Із закону Генрі випливає, що об'єм розчиненого газу (а значить, і *коефіцієнт абсорбції*) не залежить за даної температури від парціального тиску газу.

Приклад 6. При 60 °С насичений розчин KNO_3 містить 52,4% (мас.) солі. Знайти коефіцієнт розчинності солі при цій температурі.

Рішення. Коефіцієнт розчинності знаходимо з пропорції:

на 47,6 г H_2O припадає 62,4 г KNO_3

на 100 г H_2O - » - x г KNO_3

звідки маємо:

$$x = 100 \cdot 62,4 / 47,6 = 131 \text{ г}$$

Таким чином, розчинність KNO_3 при 60°C дорівнює 131 г в 100 г H_2O .

Приклад 7. При охолодженні 300 г 15% (за масою) розчину частина розчиненої речовини випала в осад, і концентрація розчину стала рівною 8%. Чому дорівнює маса речовини, що випала в осад?

Розв'язання. У 300 г 15%-відсоткового розчину міститься 45 г розчиненої речовини і 255 г розчинника. Зазначимо, що при охолодженні маса розчинника не зміниться. Вміст розчиненої речовини в 255 г розчинника знаходимо з пропорції:

92 г розчинника містять 8 г речовини,

255 г - » - » - x г,

$$x = 8 \cdot 255 / 92 = 22,2 \text{ г}$$

Таким чином, при охолодженні розчину в осад випало:

$$45 - 22,2 = 22,8 \text{ г розчиненої речовини.}$$

Приклад 8. Коефіцієнти абсорбції кисню та азоту при 0°C дорівнюють відповідно 0,049 та 0,023. Газову суміш, що містить 20%(об'.) O_2 і 80%(об'.) N_2 , збовтали з водою при 0°C до отримання насиченого розчину. Знайти процентне співвідношення (за об'ємом) розчинених у воді газів.

Розв'язання. За умовою задачі в 1 л води розчиняється 49 мл O_2 і 23 мл N_2 . Однак безпосередньо порівнювати ці об'єми не можна, оскільки парціальні тиски розчинених газів різні і складають відповідно 0,2 і 0,8 від загального тиску газової суміші. Якщо взяти останній за одиницю, то об'єми розчинених кисню та азоту, приведені до цього тиску, дорівнюватимуть:

$$49 \cdot 0,2 = 9,8 \text{ мл } \text{O}_2$$

$$| \quad 23 \cdot 0,8 = 18,4 \text{ мл } \text{N}_2;$$

загальний об'єм розчинених газів становитиме:

$$9,8 + 18,4 = 28,2 \text{ мл.}$$

Знаходимо процентний вміст кожного з газів:

$$9,8 \cdot 100 / 28,2 = 35\% \text{ (об'.) } \text{O}_2$$

$$18,4 \cdot 100 / 28,2 = 65\% \text{ (об'.) } \text{N}_2.$$

ЗАДАЧІ

1. У розчині масою 100 г міститься хлорид барію масою 20 г. Яка масова частка хлориду барію в розчині?

Відповідь: 0,2 або 20%

2. Визначити масову частку солі в розчині, що утворився внаслідок розчинення 40 г солі в 360 г води.

Відповідь: 0,1 або 10%.

3. Цукор масою 5 г розчинили у воді масою 20 г. Яка масова частка (%) цукру в розчині?

Відповідь: $\omega_{\%}(\text{цукру}) = 0,2$ або 20%

4. Які маси нітрату калію і води необхідно взяти для приготування 2 кг розчину з масовою часткою KNO_3 рівною 0,05?

Відповідь: $m(\text{KNO}_3) = 100$ г; $m(\text{H}_2\text{O}) = 1900$ г.

5. Визначити маси цукру та води, необхідні для приготування 350 г розчину з масовою часткою цукру 25%.

Відповідь: $m(\text{цукру}) = 87,5$ г. $m(\text{H}_2\text{O}) = 262,5$

6. При випаровуванні 500 г 10% розчину карбонату літію отримали розчин масою 200 г. Яка відсоткова концентрація отриманого розчину?

Відповідь: $\omega_{\%}(\text{Li}_2\text{CO}_3) = 25\%$

7. До 250 г 10% розчину глюкози додали 150 мл води. Яка масова частка (%) глюкози в отриманому після розбавлення розчині?

Відповідь: $\omega_{\%}(\text{глюкози}) = 6,25\%$

8. Визначити відсоткову концентрацію розчину, одержаного при змішуванні 150 г 20% і 250 г 40% розчинів AgNO_3 .

Відповідь: $\omega_{\%}(\text{AgNO}_3) = 32,5\%$.

9. У 200 г води розчинили 67,2 л хлороводню HCl (н.у.). Визначити масову частку хлороводню в отриманому розчині.

Відповідь: $\omega(\text{HCl}) = 0,35$.

10. Розчин об'ємом 500 мл містить NaOH масою 5 г. Визначити молярну концентрацію цього розчину.

Відповідь: $C_M = 0,25$ моль/л

11. Обчислити масу хлориду натрію NaCl , що міститься в розчині об'ємом 200 мл, якщо його молярна концентрація 2 моль/л.

Відповідь: $m(\text{NaCl}) = 23,4$ г

12. Обчислити молярну концентрацію розчину сірчаної кислоти, якщо масова частка H_2SO_4 в цьому розчині 12%. Густина розчину 1,08 г/мл при 20 °С.

Відповідь: $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,32$ моль/л.

13. Молярність розчину їдкого калі KOH дорівнює 3,8 моль/л, його густина 1,17 г/мл. Обчислити масову частку (%) KOH в цьому розчині.

Відповідь: $\omega(\text{KOH}) = 18\%$

14. Який об'єм 96% розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,84$) потрібно взяти для приготування 1 л 0,25н. розчину?

Відповідь: 6,9 мл.

15. Визначити відсоткову, молярну і моляльну концентрації й титр 10н розчину фосфорної кислоти, густина якого 1,167 г/мл.

Відповідь: $\omega = 28\%$; $C_M = 3,330$ моль/л; $C_m = 3,975$ моль/кг; $T = 0,3266$ г/мл.

16. Акумулятор автомобіля заливають 38% розчином сірчаної кислоти, густина якого дорівнює 1,286 г/мл.
Які об'єми 96-відсоткової сірчаної кислоти і води потрібно змішати, щоб заповнити акумулятор розміром 20 x 20 x 30 см?
Об'єм, що заповнюють пластини акумулятора, не враховувати.
Відповідь: 3,32 л розчину H_2SO_4 ; 9,324 л H_2O .
17. Який об'єм 2М розчину Na_2CO_3 необхідно взяти для приготування 3 л 0,25М розчину?
Відповідь: 187,5 мл.
18. Визначити масу 40% розчину $NaOH$, який потрібно додати до 600 г води, щоб утворився 10% розчин.
Відповідь: 200 г.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Змішали 200 мл розчину калій гідроксиду з масовою часткою лугу 20% ($\rho = 1,173 \text{ г/см}^3$) та 500 мл розчину цієї ж речовини з масовою часткою 40% ($\rho = 1,408 \text{ г/см}^3$). Визначити масову частку лугу в одержаному розчині.
2. Визначити масову частку хлороводню в розчині, одержаному при додаванні 1000 мл води до 1,5 л хлоридної кислоти ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) з масовою часткою хлороводню 38%.
3. Визначте маси розчинів сульфатної кислоти з масовими частками 60% та 10%, необхідних для приготування 600 мл розчину кислоти з масовою часткою 0,3 ($\rho = 1,218 \text{ г/см}^3$).
4. До розчину масою 400 г, масова частка солі в якому становить 20%, долили воду об'ємом 350 мл. Визначити масову частку солі в одержаному розчині.
5. Визначте молярну концентрацію лугу в розчині, одержаному при розчиненні натрій гідроксиду масою 85 г у воді, якщо об'єм одержаного розчину становив 1650 мл.
6. Визначте молярну концентрацію ортофосфатної кислоти в розчині об'ємом 650 мл, в якому міститься 125 г кислоти.
7. Який об'єм хлороводню слід розчинити у 200 мл хлоридної кислоти з масовою часткою кислоти 20% ($\rho = 1,098 \text{ г/см}^3$), щоб збільшити масову частку речовини в 1,5 рази?
8. В якому об'ємі 0,25М розчину калій гідроксиду міститься 16,8 г лугу?
9. Який об'єм 1,5М розчину калій гідроксиду потрібно використати для приготування 0,25М розчину лугу?
10. Визначити молярну концентрацію розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 20% ($\rho = 1,143 \text{ г/см}^3$).

11. Визначити масову частку 12,2М розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,35 \text{ г/см}^3$)
12. Яку масу розчину натрій карбонату з масовою часткою солі 0,1 та кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необхідно взяти для приготування розчину масою 540 г з масовою часткою натрій карбонату 0,15?
13. В якому об'ємі слід розчинити 7 г залізного купоросу, щоб одержати розчин ферум(II) сульфату з масовою часткою солі 20%?
14. Визначити масу кристалогідрату купрум(II) броміду тетрагідрату, яку потрібно розчинити в 702 г розчину купрум броміду з масовою часткою 1,61%, щоб утворився 10,68% розчин.
15. Визначити масову частку купрум(II) сульфату в розчині, утвореному внаслідок розчинення 80 г мідного купоросу в 320 г 4%-го розчину купрум(II) сульфату.
16. Визначити масу амоній хлориду, що викристалізується, якщо 414 г насиченого при 80°C розчину (розчинність 65,6 г) охолодити до 20°C (розчинність 37,2 г).
17. У 300 г насиченого при 60°C розчину міститься 157 г калійної селітри. Визначити розчинність селітри при даній температурі.
18. Розчинність бертолетової солі при температурі 50°C становить 20 г на 100 г води. Визначити масову частку бертолетової солі в насиченому розчині при цій температурі.
19. До 200 г насиченого при температурі 85°C розчину магній сульфату додали 150 г розчину цієї ж солі з масовою часткою речовини 10%. Визначити масову частку речовини в одержаному розчині, якщо розчинність солі за даної температури становить 65 г на 100 г води.

6.2. ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Розбавлені розчини неелектролітів мають ряд властивостей, кількісний вираз яких залежить тільки від числа частинок розчиненої речовини, які знаходяться в розчині і від кількості розчинника – це так звані *колігативні властивості розчинів*.

До таких фізико-хімічних властивостей відносяться:

- 1) пониження тиску пари розчинника над розчином;
- 2) зниження температури кристалізації розчиненої речовини;
- 3) підвищення температури кипіння розчинів;
- 4) осмотичний тиск розчинів

6.2.1. Тонометричний закон Рауля

Пониження тиску пари розчинника над розчином (Δp) пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$p_1 = N_1 \cdot p_0;$$

$$\Delta p = p_0 - p_1 = N_2 p_0 \quad \text{або} \quad \Delta p = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \cdot p_0,$$

тут p_1 – парціальний тиск насиченої пари розчинника над розчином; p_0 – тиск насиченої пари над чистим розчинником; N_1 – мольна частка розчинника; N_2 – мольна частка розчиненої речовини; n_1 – кількість розчинника; n_2 – кількість розчиненої речовини.

Приклад 9. При 25 °С тиск насиченої пари води становить 3,166 кПа (23,75 мм рт. ст.). Знайти при тій же температурі тиск насиченої пари над 5% водним розчином карбаміду (сечовини) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

Розв'язання. Для розрахунку за формулою:

$$p_1 = N_1 p_0$$

потрібно обчислити мольну частку розчинника N_1 .

У 100 г розчину міститься 5 г карбаміду (мольна маса 60 г/моль) і 95 г води (мольна маса 18 г/моль). Кількості води і карбаміду відповідно рівні:

$$n_1 = 95 / 18,02 = 5,272 \text{ моль};$$

$$n_2 = 5 / 60,05 = 0,083 \text{ моль}$$

Знаходимо мольну частку води:

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{5,272}{5,272 + 0,083} = \frac{5,272}{5,355} = 0,985.$$

Отже, маємо:

$$p_1 = 0,985 \cdot 3,166 = 3,119 \text{ кПа (або 23,31 мм рт. ст.)}$$

6.2.2. Кріоскопічний закон Рауля

Зниження температури кристалізації розчину ($\Delta t_{\text{крист}}$) пропорційне моляльній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta t_{\text{крист}} = K_k \cdot C_m,$$

де K_k – кріоскопічна постійна розчинника; C_m – моляльна концентрація розчиненої речовини.

Нижче наведені значення кріоскопічних постійних деяких розчинників:

	K_k
Вода –	1,86 ⁰
Бензол –	5,1 ⁰
Діетиловий ефір –	1,73 ⁰

Приклад 10. Розрахувати, за якої температури повинен кристалізуватися розчин, що містить в 250 г води 54 г глюкози $C_6H_{12}O_6$.

Розв'язання. При перерахунку на 1000 г H_2O вміст глюкози в розчині дорівнює

$$54 \cdot 4 = 216 \text{ г.}$$

Оскільки молярна маса глюкози становить 180 г/моль, то молярність розчину дорівнює

$$C_m = 216 / 180 = 1,20 \text{ моля/кг (моль на 1000 г } H_2O).$$

За формулою $\Delta t_{\text{крист}} = K_k \cdot C_m$ знаходимо:

$$\Delta t_{\text{крист}} = 1,86 \cdot 1,20 = 2,23.$$

Отже, розчин буде кристалізуватися при:

$$0 - 2,23 = - 2,23^\circ C.$$

6.2.3. Ебуліоскопічний закон Рауля

Підвищення температури кипіння розчину ($\Delta t_{\text{кип}}$) пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta t_{\text{кип}} = E_p \cdot C_m,$$

де E_p – ебуліоскопічна постійна розчинника; C_m – молярна концентрація розчиненої речовини.

Фізичний зміст ебуліоскопічної і криоскопічної сталих: якщо молярність розчину $C_m = 1$, то зниження температури замерзання є власне криоскопічна стала, а підвищення температури кипіння – ебуліоскопічна стала.

Величини E_p і K_k вимірюються в градусах.

Нижче наведені значення ебуліоскопічних постійних деяких розчинників:

Вода –	E_p 0,52 ⁰
Бензол –	2,57 ⁰
Етиловий спирт –	1,16 ⁰
Діетиловий ефір –	2,02 ⁰

Приклад 11. Розчин, що містить 8 г деякої речовини в 100 г діетилового ефіру, кипить при 36,86 °С, тоді як чистий ефір кипить при 35,60 °С. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.

Розв'язування. З умови задачі знаходимо:

$$\Delta t_{\text{кип}} = 36,86 - 35,60 = 1,26 \text{ градуса.}$$

З рівняння $\Delta t_{\text{кип}} = E_p \cdot C_m$ визначаємо молярність розчину:

$$1,26 = 2,02 \cdot C_m;$$

$$C_m = 1,26 / 2,02 = 0,624 \text{ моля на 1000 г ефіру.}$$

З умови задачі випливає, що в 1000 г розчинника знаходиться 80 г розчиненої речовини. Оскільки ця маса відповідає 0,624 моль, то мольну масу речовини знайдемо із співвідношення:

$$M = 80 / 0,624 = 128,2 \text{ г/моль}$$

Тобто, молекулярна маса розчиненої речовини дорівнює 128,2.

6.2.4. Закон Вант-Гоффа

Осмотичний тиск розчинів ($P_{\text{осм.}}$) пропорційний молярній концентрації розчиненої речовини і абсолютній температурі розчину:

$$P_{\text{осм.}} = C_M \cdot RT$$

де C_M – молярна концентрація розчину, моль/л; R – газова постійна [8,31 Дж/(моль·К)]; T – температура розчину ($^{\circ}\text{K}$).

Приклад 12. При 20°C осмотичний тиск розчину, в 100 мл якого міститься 6,33 г барвника крові (гематину), дорівнює 243,4 кПа. Визначити молекулярну формулу, якщо відомий елементарний склад [у % (за мас.)] гематину:

$$\text{C} - 64,6, \quad \text{H} - 5,2, \quad \text{N} - 8,8, \quad \text{O} - 12,6 \quad \text{і} \quad \text{Fe} - 8,8.$$

Розв'язання. З рівняння $P_{\text{осм}} = C_M \cdot RT$ знайдемо молярність (C_M) розчину:

$$243,4 = C_M \cdot (8,31 \cdot 293);$$

$$C_M = 243,4 / (8,31 \cdot 293) = 0,1 \text{ моль/л}$$

Тепер обчислимо молекулярну масу гематина. З умови задачі випливає, що в 1 л розчину міститься 63,3 г гематина; це становить 0,1 моль. Таким чином, мольна маса гематина дорівнює:

$$63,3 / 0,1 = 633 \text{ г/моль},$$

тобто, його молекулярна маса – 633.

Знайдемо найпростішу формулу гематина. Позначивши число атомів C, H, N, O і Fe в молекулі гематина відповідно через x, y, z, m і n, можемо записати:

$$\begin{aligned} x / y / z / m / n &= 5,38 / 5,2 / 0,629 / 0,788 / 0,157 = \\ &= 34,3 / 33,1 / 4,0 / 5,0 / 1 = 34 / 33 / 4 / 5 / 1 \end{aligned}$$

Поділимо отримані величини на найменше значення з них і знайдемо, що *найпростіша формула* гематина $\text{C}_{34}\text{H}_{33}\text{N}_4\text{O}_5\text{Fe}$. Розрахунок молекулярної маси за знайденою формулою:

$$(34 \cdot 12) + (33 \cdot 1) + (4 \cdot 14) + (5 \cdot 16) + (56 \cdot 1) = 633 \text{ г/моль},$$

дає результат, який збігається із знайденим вище значенням. Таким чином, *молекулярна формула* гематина така ж, як найпростіша: $\text{C}_{34}\text{H}_{33}\text{N}_4\text{O}_5\text{Fe}$.

ЗАДАЧІ

1. Знайти при $65\text{ }^{\circ}\text{C}$ тиск пари над розчином, що містить $13,68\text{ г}$ сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 90 г H_2O , якщо тиск насиченої пари над водою при тій же температурі дорівнює $25,0\text{ кПа}$ ($187,5\text{ мм рт. ст.}$).
2. Чому дорівнює тиск насиченої пари над 10% розчином карбаміду $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$?
3. При $315\text{ }^{\circ}\text{K}$ тиск насиченої пари над водою одно $8,2\text{ кПа}$ ($61,5\text{ мм рт. ст.}$). На скільки знизиться тиск пари при вказаній температурі, якщо в 540 г води розчинити 36 г глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?
4. При $293\text{ }^{\circ}\text{K}$ тиск насиченої пари над водою одно $2,34\text{ кПа}$ ($17,53\text{ мм. рт. ст.}$). Скільки грамів гліцерину $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ треба розчинити в 180 г води, щоб знизити тиск пари на $133,3\text{ Па}$ (1 мм рт.ст.)?
5. На скільки градусів підвищиться температура кипіння води, якщо в 100 г води розчинити 9 г глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?
6. У радіатор автомобіля налили 9 л води і додали 2 л метилового спирту ($\rho = 0,8\text{ г/мл}$). При якій температурі можна після цього залишати автомобіль на відкритому повітрі, не побоюючись, що вода в радіаторі замерзне?
7. При розчиненні $13,0\text{ г}$ неелектроліту в 400 г діетилового ефіру $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ температура кипіння підвищилася на $0,453\text{ }^{\circ}\text{K}$. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.
8. При розчиненні $3,24\text{ г}$ сірки в 40 г бензолу температура кипіння останнього підвищилася на $0,81\text{ }^{\circ}\text{K}$. Зі скількох атомів складається молекула сірки в розчині?
9. Чому дорівнює осмотичний тиск $0,5\text{ м}$ розчину глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ при $25\text{ }^{\circ}\text{C}$?
10. Обчислити осмотичний тиск розчину, що містить 16 г сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 350 г H_2O при $293\text{ }^{\circ}\text{K}$. Густина розчину вважати рівною одиниці.
11. Скільки грамів глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ повинно знаходитися в $0,5\text{ л}$ розчину, щоб його осмотичний тиск (при тій же температурі) був таким же, як розчину, в 1 л якого міститься $9,2\text{ г}$ гліцерину $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$?
12. При $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ осмотичний тиск деякого водного розчину дорівнює $1,24\text{ МПа}$. Обчислити осмотичний тиск розчину при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.
13. В 1 мл розчину міститься 1018 молекул розчиненого неелектроліту. Обчислить осмотичний тиск розчину при $298\text{ }^{\circ}\text{K}$.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Чому дорівнює при 0 °С осмотичний тиск розчину, який містить 1 моль гліцерину в 22,4 л H₂O:
а) 1,01·10² кПа, б) 1,01·10⁵ кПа; в) 760 мм рт. ст.?
2. Чому дорівнює при 273 °К осмотичний тиск розчину, що містить одночасно 0,25 моля спирту і 0,25 моля глюкози в 2 л H₂O:
а) 760 мм рт. ст., б) 380 мм рт. ст.; в) 4256 мм рт. ст.?
3. Як співвідносяться осмотичні тиску при 273 °К, якщо в 250 мл води розчинено 5 г спирту C₂H₅OH (P¹_{осм.}), 5 г глюкози C₆H₁₁O₆ (P²_{осм.}), 5 г сахарози C₁₂H₂₂O₁₁ (P³_{осм.}):
а) P³_{осм.} > P²_{осм.} > P¹_{осм.}, б) P¹_{осм.} > P²_{осм.} > P³_{осм.}?
4. Чому дорівнює відношення мас формаліну HCHO і глюкози C₆H₁₂O₆, які містяться в рівних об'ємах розчинів, що мають за даної температури однаковий осмотичний тиск:
а) 1/1, б) M_{HCHO}/M_{C₆H₁₂O₆}?
5. Скільки молей неелектроліту повинен містити 1 л розчину, щоб його осмотичний тиск за 0 °С був рівним 2,27 кПа (17 мм рт. ст.):
а) 0,001 моль, б) 0,01 моль; в) 0,1 моль?
6. Яка молярність розчину неелектроліту, якщо за 0 °С його осмотичний тиск дорівнює 2,27 кПа:
а) 0,1 моль/л, б) 0,01 моль/л; в) 0,001 моль/л?
7. За якої температури кристалізується водний розчин, що містить 3·10²³ молекул неелектроліту в 250 г H₂O:
а) 273°К; б) 269,28°К, в) 271,14°К?
8. Як співвідносяться температури кристалізації 0,1%-них (за мас.) розчинів глюкози (t₁; M = 180) і альбуміну (t₂; M = 68000):
а) t₁ > t₂, б) t₁ = t₂; в) t₁ < t₂?

6.3. КОНСТАНТА І СТУПІНЬ ДИСОЦІАЦІЇ

При розчиненні у воді (рис. 6.1.) або інших розчинниках, що складаються з полярних молекул, електроліти піддаються електролітичній дисоціації, тобто більшою чи меншою мірою розпадаються на позитивно і негативно заряджені іони – відповідно, *катіони* і *аніони*.

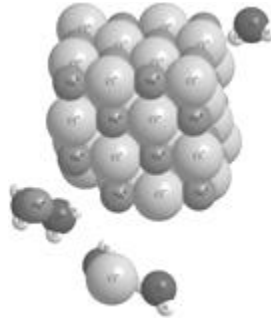
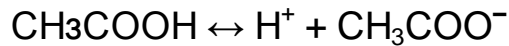


Рис. 6.1 Механізм розчинення у воді кристалів NaCl.

Електроліти, які в розчинах дисоціюють не повністю, називаються слабкими електролітами. У їх розчинах встановлюється рівновага між недисоційованими молекулами та продуктами їх дисоціації – іонами.

Наприклад, у водному розчині оцтової кислоти встановлюється рівновага:



Константа рівноваги цього процесу (*константа дисоціації*) з концентраціями відповідних часток пов'язана рівнянням:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Ступенем дисоціації (α) електроліту називається частка його молекул, що піддалися дисоціації, тобто – це число молекул, що розпалися у цьому розчині на іони, поділене на загальне число молекул електроліту в розчині.

Константа і ступінь дисоціації пов'язані співвідношенням (*закон розбавлення Оствальда*);

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C_M}{(1 - \alpha)}$$

тут C_M – молярна концентрація електроліту, моль/л; α – ступінь дисоціації.

Якщо ступінь дисоціації значно менший від одиниці, то при наближених обчисленнях можна вважати, що $(1 - \alpha) \approx 1$. Тоді вираз закону розбавлення спрощується:

$$K = \alpha^2 \cdot C_M,$$

звідки:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_M}}$$

Останнє співвідношення показує, що при розведенні розчину (тобто при зменшенні концентрації електроліту C_M) ступінь дисоціації електроліту зростає.

Якщо в розчині електроліту АХ ступінь його дисоціації дорівнює α , то концентрації іонів A^+ і X^- в розчині однакові й становлять:

$$[A^+] = [X^-] = \alpha \cdot C_M.$$

Підставивши сюди значення α з попереднього співвідношення, знаходимо:

$$[A^+] = [X^-] = C_M \cdot \sqrt{K/C_M} = \sqrt{K \cdot C_M};$$

Для розрахунків, пов'язаних з дисоціацією кислот, часто зручно користуватися не константою K , а так званим показником константи дисоціації pK , який визначається співвідношенням:

$$pK = -\lg K.$$

Очевидно, що зі зростанням K , тобто із збільшенням сили кислоти, значення pK зменшується, отже,

Чим більший pK , тим слабша кислота!

Приклад 13. Ступінь дисоціації оцтової кислоти в 0,1М розчині дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$. Знайти константу дисоціації кислоти і значення pK .

Розв'язання. Підставимо дані завдання в рівняння закону розбавлення

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C_M}{(1 - \alpha)} = \frac{(1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1}{1 - 0,0132} = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

звідки $pK = -\lg(1,77 \cdot 10^{-5}) = 5 - \lg 1,77 = 5 - 0,25 = 4,75$.

Розрахунок за наближеною формулою $K = \alpha^2 \cdot C_M$ призводить до отримання приблизного значення pK :

$$K = (1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1 = 1,74 \cdot 10^{-5},$$

звідки $pK = 4,76$.

Приклад 14. Константа дисоціації ціановодню (синильної кислоти) дорівнює $7,9 \cdot 10^{-10}$. Знайти ступінь дисоціації HCN в 0,001М розчині.

Розв'язання. Оскільки константа дисоціації HCN дуже мала, то для розрахунку можна скористатися наближеною формулою:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_M}} = \sqrt{\frac{7,9 \cdot 10^{-10}}{10^{-3}}} = 8,9 \cdot 10^{-4}.$$

Приклад 15. Обчислити концентрацію іонів водню в 0,1М розчині хлорноватистої кислоти HOCI ($K = 5 \cdot 10^{-8}$).

Розв'язання. Знайдемо ступінь дисоціації HOCI:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_m}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-4},$$

звідси маємо:

$$[H^+] = \alpha \cdot C_m = 7 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1 = 7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Завдання можна вирішити й іншим способом, скориставшись співвідношенням:

$$[H^+] = \sqrt{K \cdot C_m},$$

тоді –

$$[H^+] = \sqrt{5 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

При додаванні до розчину слабого електроліту однойменних іонів (тобто іонів, однакових з одним з іонів, що утворюються при дисоціації електроліту), рівновага дисоціації порушується і зміщується в напрямку утворення недисоційованих молекул, так що ступінь дисоціації електроліту зменшується. Так, додавання до розчину оцтової кислоти її солі (наприклад, ацетату натрію) призведе до підвищення концентрації іонів CH_3COO^- і, у відповідності з принципом Ле-Шательє, рівновага дисоціації:



зміститься вліво.

Приклад 16. У скільки разів зменшиться концентрація іонів водню в 0,2М розчині мурашиної кислоти $HCOOH$ ($K = 0,8 \cdot 10^{-4}$), якщо до 1 л цього розчину додати 0,1 моль солі $HCOONa$? Вважати, що сіль повністю дисоційована.

Розв'язання. Вихідну концентрацію іонів H^+ в розчині (до додавання солі) знайдемо з рівняння:

$$[H^+] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,2} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Концентрацію іонів водню в розчині після додавання солі позначимо через x . Тоді концентрація недисоційованих молекул кислоти буде дорівнює $(0,2 - x)$. Концентрація ж іонів $HCOO^-$ буде складатися з двох величин: з концентрації, створюваної дисоціацією молекул кислоти, і концентрації, обумовленої присутністю в розчині солі. Перша з цих величин дорівнює x , а друга – 0,1 моль/л; загальна концентрація іонів $HCOO^-$ дорівнює $(0,1 + x)$.

Підставивши значення концентрацій у вираз для константи дисоціації мурашиної кислоти, отримаємо:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [HCOO^-]}{[HCOOH]} = \frac{x \cdot (0,1 + x)}{0,2 - x} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

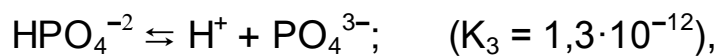
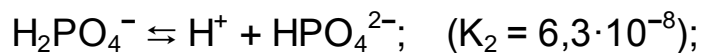
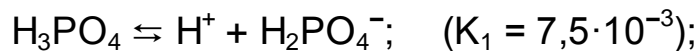
Оскільки в присутності однойменних іонів $HCOO^-$ дисоціація мурашиної кислоти пригнічується, то ступінь її дисоціації буде малий

і значенням x порівняно з 0,1 і 0,2 можна знехтувати. Тоді останній вираз спрощується

$$K = 0,1x / 0,2 = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

Порівнюючи вихідну концентрацію іонів водню зі знайденою, бачимо, що додання солі HCOONa викликало зменшення концентрації іонів водню в $6 \cdot 10^{-3} / 3,6 \cdot 10^{-4}$, тобто в 16,6 рази.

У розчинах багато основних кислот, а також основ, що містять кілька гідроксильних груп, встановлюються ступінчасті рівноваги, що відповідають послідовним стадіям дисоціації. Так, дисоціація ортофосфорної кислоти протікає в три стадії:



кожна з яких має певне значення ступінчастою константи дисоціації. Оскільки $K_1 > K_2 > K_3$, то найбільшою мірою протікає дисоціація у першому ступені, а при переході до кожної наступної стадії ступінь дисоціації, як правило, різко зменшується.

Приклад 17. Ступінчасті константи дисоціації сірководню K_1 і K_2 дорівнюють відповідно $6 \cdot 10^{-8}$ і $1 \cdot 10^{-14}$. Обчислити концентрації іонів H^+ , HS^- і S^{2-} в 0,1М розчині H_2S .

Розв'язання. Оскільки дисоціація H_2S протікає переважно за першим ступенем, то концентрацією іонів H^+ , утворених при дисоціації за другим ступенем, можна знехтувати і вважати, що $[\text{H}^+] \approx [\text{HS}^-]$.

Тоді маємо:

$$[\text{H}^+] \approx [\text{HS}^-] \approx \sqrt{K_1 \cdot C_m} \approx \sqrt{6 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} \approx 7,7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Значення $[\text{S}^{2-}]$ знайдемо з виразу для другої константи дисоціації:

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]}$$

Оскільки $[\text{H}^+] \approx [\text{HS}^-]$, то $K_2 \approx [\text{S}^{2-}]$, тобто

$$[\text{S}^{2-}] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль/л.}$$

Дисоціація електроліту призводить до того, що загальне число частинок розчиненої речовини (молекул і іонів) в розчині зростає в порівнянні з розчином неелектроліту тієї ж молярної концентрації. Тому властивості, які залежать від загального числа частинок розчиненої речовини, що знаходяться в розчині (колігативні властивості), такі, як осмотичний тиск, відносне зниження тиску пари розчинника, підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання розчину, проявляються у розчинах

електролітів більшою мірою, ніж у рівних за концентрацією розчинах неелектролітів. Якщо в результаті дисоціації загальне число частинок в розчині електроліту зросло в i разів порівняно з числом його молекул, то це повинно враховуватись при розрахунку осмотичного тиску та інших колігативних властивостей. Формула для обчислення зниження тиску Δp пари розчинника набуває в цьому випадку такого вигляду:

$$\Delta p = p_0 \frac{i \cdot n_2}{n_1 + i \cdot n_2},$$

де p_0 – тиск насиченої пари над чистим розчинником; n_1 – кількість розчиненої речовини; n_2 – кількість речовини розчинника; i – ізотонічний коефіцієнт або коефіцієнт Вант-Гоффа.

Аналогічно зниження температури кристалізації $\Delta t_{\text{крист.}}$ і підвищення температури кипіння $\Delta t_{\text{кип.}}$ розчину електроліту визначають за формулами:

$$\Delta t_{\text{крист.}} = i \cdot K_{\text{к}} \cdot C_{\text{м}}; \quad \Delta t_{\text{кип.}} = i \cdot E_{\text{р}} \cdot C_{\text{м}}.$$

Нарешті, для обчислення осмотичного тиску ($P_{\text{осм.}}$, кПа) розчину електроліту використовують формулу:

$$P = i \cdot C_{\text{м}} \cdot RT.$$

Ізотонічний коефіцієнт i можна обчислити як відношення Δp , $\Delta t_{\text{крист.}}$, $\Delta t_{\text{кип.}}$, $P_{\text{осм.}}$, знайдених у досліді, до тих же величин, обчислених теоретично (без урахування дисоціації електроліту):

$$i = \frac{\Delta p}{\Delta p_{\text{теор.}}} = \frac{\Delta t_{\text{крист.}}}{\Delta t_{\text{крист.теор.}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип.}}}{\Delta t_{\text{кип.теор.}}} = \frac{P_{\text{осм.}}}{P_{\text{осм.теор.}}}$$

Ізотонічний коефіцієнт i пов'язаний зі ступенем дисоціації електроліту α співвідношенням:

$$i = 1 + \alpha(z - 1) \quad \text{або} \quad \alpha = (i - 1) / (z - 1),$$

де z – число іонів, на які розпадається при дисоціації молекула електроліту (для KCl $z = 2$, для BaCl₂ і Na₂SO₄ $z = 3$ і т. п.). Таким чином, знайшовши за дослідом величини Δp , $\Delta t_{\text{крист.}}$, $\Delta t_{\text{кип.}}$, $P_{\text{осм}}$ значення i , можна обчислити ступінь дисоціації електроліту в даному розчині.

Приклад 18. Розчин, що містить 0,85 г хлориду цинку в 125 г води, кристалізується при $-0,23$ °С. Визначити уявну ступінь дисоціації ZnCl₂.

Розв'язання. Знайдемо насамперед молярну концентрацію ($C_{\text{м}}$) солі в розчині. Оскільки мольна маса ZnCl₂ дорівнює 136,3 г/моль,

$$C_{\text{м}} = 0,85 \cdot 1000 / (136,3 \cdot 125) = 0,050 \text{ моль/кг}$$

Тепер визначимо зниження температури кристалізації без урахування дисоціації електроліту (кріоскопічна постійна води дорівнює $1,86^{\circ}$);

$$\Delta t_{\text{крис. теор.}} = 1,86 \cdot 0,050 = 0,093^{\circ}\text{C}$$

Порівнюючи знайдене значення з експериментально визначеним понижень температури кристалізації, обчислюємо ізотонічний коефіцієнт i :

$$i = \Delta t_{\text{крис.}} / \Delta t_{\text{крис. теор.}} = 0,23 / 0,093 = 2,47$$

Тепер знаходимо уявну ступінь дисоціації солі:

$$\alpha = (i - 1) / (z - 1) = (2,47 - 1) / (3 - 1) = 0,735.$$

Приклад 19. Обчислити при 100°C тиск насиченої пари води над розчином, що містить 5 г гідроксиду натрію в 180 г води. Уявна ступінь дисоціації NaOH дорівнює 0,8.

Розв'язування. Знаходимо ізотонічний коефіцієнт i :

$$i = 1 + \alpha(z - 1) = 1 + 0,8(2 - 1) = 1,8.$$

Пониження тиску пари над розчином обчислюємо за рівнянням:

$$\Delta p = p_0 \frac{i \cdot n_2}{n_1 + i \cdot n_2}.$$

Тиск насиченої пари над водою при 100°C дорівнює 101,330 кПа (760 мм рт. ст.). Мольна маса гідроксиду натрію становить 40 г/моль, мольна маса води 18 г/моль. Отже

$$n_1 = 180 / 18 = 10 \text{ моль,}$$

$$n_2 = 5 / 40 = 0,125 \text{ моль.}$$

Звідси:

$$\Delta p = 101,33 \cdot \frac{1,8 \cdot 0,125}{10 + 1,8 \cdot 0,125} = 101,33 \frac{0,225}{10,2} = 2,23 \text{ кПа (або 16,7 мм. рт. ст.)}.$$

Знаходимо шуканий тиск насиченої пари над розчином:

$$\Delta p = p_0 - \Delta p = 101,33 - 2,23 = 99,1 \text{ кПа (або 743,3 мм рт. ст.)}$$

Приклад 20. Знайти ізотонічний коефіцієнт для 0,2М розчину електроліту, якщо відомо, що в 1 л цього розчину міститься $2,18 \cdot 10^{23}$ частинок (молекул і іонів) розчиненої речовини.

Розв'язування. Число молекул електроліту, взятих для приготування 1 л розчину, дорівнює $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,2 = 1,20 \cdot 10^{23}$; при цьому в розчині утворилося $2,18 \cdot 10^{23}$ частинок розчиненої речовини. Ізотонічний коефіцієнт показує, у скільки разів останнє число більше від числа взятих молекул, тобто: $i = 2,18 \cdot 10^{23} / (1,20 \cdot 10^{23}) = 1,82$.

ЗАДАЧІ

при розв'язанні завдань цього розділу слід в необхідних випадках користуватися таблицею констант дисоціації електролітів (табл. 8 Додатків).

1. Знайти ступінь дисоціації хлорноватистої кислоти HOCl в 0,2н. розчині.
2. Ступінь дисоціації мурашиної кислоти HCOOH в 0,2н. розчині дорівнює 0,03. Визначити константу дисоціації кислоти і значення pK .
3. Ступінь дисоціації вугільної кислоти H_2CO_3 по першій ступені в 0,1н. розчині дорівнює $2,11 \cdot 10^{-3}$. Обчислити K_1 .
4. При якій концентрації розчину ступінь дисоціації азотистої кислоти HNO_2 буде дорівнювати 0,2?
5. В 0,1н. розчині ступінь дисоціації оцтової кислоти дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$. При якій концентрації азотистої кислоти HNO_2 її ступінь дисоціації буде таким ж?
6. Скільки води треба додати до 300 мл 0,2М розчину оцтової кислоти, щоб ступінь дисоціації кислоти подвоївся?
7. Чому дорівнює концентрація іонів водню H^+ у водному розчині мурашиної кислоти, якщо $\alpha = 0,03$?
8. Обчислити $[\text{H}^+]$ у 0,02М розчині сірчистої кислоти. Дисоціацією кислоти по другому ступеню знехтувати.
9. Обчислити $[\text{H}^+]$, $[\text{HSe}^-]$ і $[\text{Se}^{2-}]$ в 0,05М розчині H_2Se .
10. У скільки разів зменшиться концентрація іонів водню, якщо до 1 л 0,005М розчину оцтової кислоти додати 0,05 моль ацетату натрію?
11. Розрахувати концентрацію іонів CH_3COO^- в розчині, 1 л якого містить 1 моль CH_3COOH і 0,1 моль HCl , вважаючи дисоціацію останнього повною.
12. Виходячи зі значень послідовних констант дисоціації ортофосфорної кислоти, визначити знак зміни енергії Гіббса для кожного з трьох ступенів дисоціації. Для якого з них ΔG° має найбільше абсолютне значення?
13. Розчин, що містить 2,1 г KOH в 250 г води, замерзає при $-0,519^\circ\text{C}$. Знайти для цього розчину ізотонічний коефіцієнт.
14. При 0°C осмотичний тиск 0,1н. розчину карбонату калію дорівнює 272,6 кПа. Визначити уявну ступінь дисоціації K_2CO_3 в розчині.
15. Розчин, що містить 0,53 г карбонату натрію в 200 г води, кристалізується при $-0,13^\circ\text{C}$. Обчислити уявну ступінь дисоціації солі.
16. В 1 л 0,01М розчину оцтової кислоти міститься $6,26 \cdot 10^{21}$ її молекул і іонів. Визначити ступінь дисоціації оцтової кислоти.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Як співвідносяться значення осмотичного тиску в 0,1М розчинах KNO_3 ($P^1_{\text{осм.}}$) і CH_3COOH ($P^2_{\text{осм.}}$);
а) $P^1_{\text{осм.}} > P^2_{\text{осм.}}$; б) $P^1_{\text{осм.}} = P^2_{\text{осм.}}$; в) $P^1_{\text{осм.}} < P^2_{\text{осм.}}$?
2. Температури кристалізації одномоляльних розчинів ціановодню HCN і глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ близькі. Який висновок можна зробити щодо ступеня дисоціації HCN :
а) ступінь дисоціації HCN близький до одиниці;
б) ступінь дисоціації близький до нуля?
3. Вказати правильне співвідношення між температурою кипіння сильно розбавлених розчинів AlCl_3 (t_1) і CaO_2 (t_2) при концентрації з однаковою моляльністю:
а) $t_1 = t_2$, б) $t_1 < t_2$, в) $t_1 > t_2$.
4. Яке розташування 0,01М розчинів зазначених нижче речовин відповідає зменшенням осмотичного тиску?
а) $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{NaCl} - \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - \text{CaCl}_2$;
б) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{NaCl} - \text{CaCl}_2$;
в) $\text{CaCl}_2 - \text{NaCl} - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$;
г) $\text{CaCl}_2 - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - \text{NaCl}$.
5. Вказати правильне співвідношення між температурами замерзання розчинів ціаніду амонію NH_4CN (t_1) і оцтового альдегіду CH_3CHO (t_2), кожен з яких містить 5 г розчиненої речовини в 100 г води:
а) $t_1 = t_2$, б) $t_1 > t_2$; в) $t_1 < t_2$.
6. Розрахувати масову частку хлориду натрію в фізіологічному розчині, осмотичний тиск якого при 25 °С становить 762,7 кПа ($\alpha = 1$, $\rho = 1 \text{ г / см}^3$).
а) 2,7%; б) 1,8 %;
в) 0,9%; г) 0,09%.
7. Вказати правильне співвідношення між значеннями стандартної зміни енергії Гіббса для процесів дисоціації води ($\Delta G^\circ \text{H}_2\text{O}$) і оцтової кислоти ($\Delta G^\circ \text{CH}_3\text{COOH}$):
а) $\Delta G^\circ \text{H}_2\text{O} > \Delta G^\circ \text{CH}_3\text{COOH}$;
б) $\Delta G^\circ \text{H}_2\text{O} = \Delta G^\circ \text{CH}_3\text{COOH}$;
в) $\Delta G^\circ \text{H}_2\text{O} < \Delta G^\circ \text{CH}_3\text{COOH}$.

6.3.1. Сильні електроліти. Активність іонів

Електроліти, практично повністю дисоціюючи у водних розчинах, називаються *сильними електролітами*. До сильних електролітів належать: більшість солей, які вже в кристалічному

стані побудовані з іонів, гідроксиди лужних і лужноземельних металів, деякі кислоти (HCl, HBr, HI, HClO₄, HNO₃).

У розчинах сильних електролітів концентрація іонів досить велика, так що сили між іонної взаємодії помітно проявляються навіть при малій концентрації електроліту. В результаті іони виявляються не цілком вільними у своєму русі, і усі властивості електроліту, що залежать від числа іонів, проявляються слабше, ніж варто було б очікувати при повній дисоціації електроліту на іони, які не взаємодіють між собою. Тому для опису стану іонів у розчині користуються, поряд з концентрацією іонів, їх активністю, тобто умовною (ефективною) концентрацією іонів, відповідно до якої вони діють в хімічних процесах. Активність іона a (моль/л) пов'язана з його молекулярною концентрацією в розчині C_M співвідношенням:

$$a = f \cdot C_M$$

де f – коефіцієнт активності іона (безрозмірна величина).

Коефіцієнти активності іонів залежать від складу і концентрації розчину, від заряду і природи іона і від інших умов. Однак у розбавлених розчинах ($C_M \leq 0,5$ моль/л) природа іона слабо позначається на значенні його коефіцієнта активності. Наближено можна вважати, що в розбавлених розчинах коефіцієнт активності іона в даному розчиннику залежить тільки від заряду іона і іонної сили розчину (I), яка дорівнює півсумі добутку концентрації C_M кожного іона на квадрат його заряду z :

$$I = 0,5 (C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2) = 0,5 \cdot \sum_{i=1}^n C_i \cdot z_i^2.$$

У табл. 9 Додатків наведені значення коефіцієнтів активності іонів у розбавлених розчинах в залежності від їх заряду і іонної сили розчину. Наближено коефіцієнт активності іона в розбавленому розчині можна також обчислити за формулою:

$$\lg f = -0,5 z^2 \sqrt{I}.$$

Приклад 21. Обчислити іонну силу і активність іонів у розчині, який містить 0,01 моль/л MgSO₄ і 0,01 моль/л MgCl₂.

Розв'язання. Іонна сила розчину дорівнює?

$$I = 0,5 \cdot (C_{Mg^{2+}} \cdot 2^2 + C_{SO_4^{2-}} \cdot 2^2 + C_{Cl^-} \cdot 1^2) = 0,5 (0,02 \cdot 4 + 0,01 \cdot 4 + 0,02) = 0,07$$

Коефіцієнт активності іона Mg²⁺ (і рівний йому коефіцієнт активності іона SO₄²⁻) знайдемо за формулою:

$$\lg f = -0,5 z^2 \cdot \sqrt{I} = -0,5 \cdot 4 \cdot \sqrt{0,07} = -0,53, \text{ звідки маємо } f = 0,3$$

Аналогічно знаходимо коефіцієнт активності іона Cl⁻:

$$\lg f = -0,5 \cdot 1 \cdot \sqrt{0,07} = -0,13, \text{ звідки маємо } f = 0,74.$$

Тепер, користуючись співвідношенням –

$$a = f \cdot C_M,$$

знаходимо активність (a) кожного іона:

$$a(\text{Mg}^{2+}) = 0,02 \cdot 0,30 = 0,006 \text{ моль/л};$$

$$a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,01 \cdot 0,30 = 0,003 \text{ моль/л};$$

$$a(\text{Cl}^-) = 0,02 \cdot 0,74 = 0,0148 \text{ моль/л}.$$

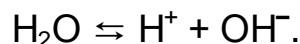
ЗАДАЧІ

при розв'язанні завдань цього розділу слід за необхідності користуватися табл. 9 Додатків, де наведені значення коефіцієнтів активності іонів.

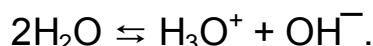
1. Обчислити наближене значення активності іонів K^+ і SO_4^{2-} в 0,01М розчині K_2SO_4 .
2. Обчислити наближене значення активності іонів Ba^{2+} і Cl^- в 0,002н. розчині BaCl_2 .
3. Знайти наближене значення коефіцієнта активності іона водню в 0,0005М розчині H_2SO_4 , що містить, крім того, 0,0005 моль/л HCl . Вважати, що сірчана кислота повністю дисоціює за обома ступенями.
4. Обчислити іонну силу і активність іонів у розчині, що містить 0,01 моль/л $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ і 0,01 моль/л CaCl_2 .
5. Обчислити іонну силу і активність іонів в 0,1-відсотковом (за масою) розчині BaCl_2 . Густина розчину взяти рівною одиниці.
6. Розрахувати активність іона водню в 0,005н. розчині HCl , який містить, крім того, 0,15 моль/л NaCl .
7. Знайти наближені значення коефіцієнтів активності іонів Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} і $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ у розчині з іонною силою 0,0001.

6.3.2. Іонний добуток води

Вода, будучи дуже слабким електролітом, в незначній мірі дисоціює, утворюючи іони водню і гідроксид-іони:



У розчині іони водню не перебувають у вільному стані, а утворюють іони гідроксонію H_3O^+ . Тому більш точним є такий запис процесу дисоціації води:



Цьому процесу відповідає константа дисоціації:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}.$$

Оскільки ступінь дисоціації води дуже малий, то рівноважна концентрація не дисоційованих молекул води $[\text{H}_2\text{O}]$ з достатньою точністю дорівнює загальній концентрації води, тобто

$$[\text{H}_2\text{O}] = 1000 : 18 = 55,55 \text{ моль/л.}$$

У розведених водних розчинах концентрація води мало змінюється, отже її можна вважати постійною величиною. Тоді вираз для константи дисоціації води можна перетворити таким чином:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{H}_2\text{O}}.$$

Константа $K_{\text{H}_2\text{O}}$, яка дорівнює добутку концентрацій іонів H^+ і OH^- , являє собою постійну за даної температури величину і називається *іонним добутком води*.

Строго кажучи, постійною величиною є добуток не концентрацій, а активності іонів

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = a_{\text{H}^+} \cdot a_{\text{OH}^-}.$$

Однак у розведених розчинах, в яких коефіцієнти активності близькі до одиниці, цим розходженням, при не дуже точних розрахунках, можна знехтувати.

У чистій воді концентрації іонів водню і гідроксид-іонів однакові і при 25 °С становлять 10^{-7} моль/л. Звідси випливає, що за цієї температури $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$. Оскільки дисоціація води – ендотермічний процес, то зі зростанням температури вона посилюється, і значення $K_{\text{H}_2\text{O}}$ зростає. Нижче наведені значення $K_{\text{H}_2\text{O}}$ за різних температур, а також часто вживані в розрахунках значення $pK_{\text{H}_2\text{O}}$ – негативні логарифми іонного добутку води:

t, °С	10	18	25	37	50	60	80	100
$K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 10^{-14}$	0,29	0,57	1,00	2,47	5,47	9,61	25,10	55,00
$pK_{\text{H}_2\text{O}}$	14,54	14,24	14,00	13,61	13,26	13,02	12,60	12,26

Розчини, в яких концентрації іонів водню і гідроксид-іонів однакові, називаються нейтральними розчинами. Так, при 25 °С в нейтральному розчині

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

У кислих розчинах $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, в лужних розчинах $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

Замість концентрацій іонів H^+ і OH^- зручніше користуватися їх десятковими логарифмами, взятими з протилежним знаком; ці величини позначаються символами $p\text{H}$ і $p\text{OH}$ і називаються відповідно *водневим* і *гідроксильним показниками*:

$$p\text{H} = -\lg [\text{H}^+];$$

$$p\text{OH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

Логарифмуючи співвідношення

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}$$

і змінюючи знаки на зворотні, отримаємо:

$$p\text{H} + p\text{OH} = pK_{\text{H}_2\text{O}}.$$

Зокрема, при 25 °С

$$p\text{H} + p\text{OH} = 14.$$

За цієї температури:

в нейтральних розчинах $pH = 7$,
в кислих $pH < 7$,
в лужних $pH > 7$.

Приклад 22. Концентрація іонів водню в розчині дорівнює $4 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Визначити pH розчину.

Розв'язання. Округляючи значення логарифма до 0,01, отримуємо:

$$pH = -\lg(4 \cdot 10^{-3}) = -3,60 = -(-3 + 0,60) = 2,40$$

Приклад 23. Визначити концентрацію іонів водню в розчині, pH якого дорівнює 4,60.

Розв'язання. Згідно з умовою задачі

$$-\lg [H^+] = 4,60.$$

Отже,

$$\lg [H^+] = -4,60 = 5,40.$$

Звідси за таблицею логарифмів знаходимо:

$$[H^+] = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Приклад 24. Чому дорівнює концентрація гідроксид-іонів у розчині, pH якого дорівнює 10,80?

Розв'язання. Зі співвідношення

$$pH + pOH = 14$$

знаходимо:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 10,80 = 3,20.$$

Звідси

$$-\lg [OH^-] = 3,20 \quad \text{або} \quad \lg [OH^-] = -3,20 = 1,80.$$

Цьому значенню логарифма відповідає значення

$$[OH^-] = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Приклад 25. Визначити концентрації HCO_3^- і CO_3^{2-} в 0,01M розчині вугільної кислоти, якщо pH цього розчину дорівнює 4,18.

Розв'язання. Знайдемо концентрацію іонів водню в розчині:

$$-\lg [H^+] = 4,18;$$

$$\lg [H^+] = -4,18 = 5,82;$$

$$[H^+] = 6,61 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Тепер, скориставшись даними табл. 6 Додатків, запишемо вираз для константи дисоціації вугільної кислоти по першому ступеню

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4,45 \cdot 10^{-7}.$$

Підставляючи значення $[H^+]$ і $[H_2CO_3]$, знаходимо:

$$[\text{HCO}_3^-] = 4,45 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{-2} / (6,61 \cdot 10^{-5}) = 6,73 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Аналогічно записуємо вираз для константи дисоціації H_2CO_3 знаходимо значення по другому ступеню дисоціації

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,69 \cdot 10^{-11}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 4,69 \cdot 10^{-11} \cdot 6,73 \cdot 10^{-5} / (6,61 \cdot 10^{-5}) = 4,8 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

При необхідності більш точних розрахунків для характеристики стану іонів H^+ в розчині слід обчислювати не рН, а $p_{a\text{H}^+}$ – величину, рівну негативному логарифму активності іонів водню в розчині:

$$p_{a\text{H}^+} = -\lg a_{\text{H}^+} = -\lg(f_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{H}^+}).$$

ЗАДАЧІ

При розв'язанні завдань цього розділу слід за необхідності користуватися табл. 8 і 9 Додатків. За відсутності спеціальних вказівок передбачається, що розчини знаходяться при 20 – 25 °С, тому можна вважати, що $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$.

- Знайти молярну концентрацію іонів H^+ у водних розчинах, в яких концентрація гідроксид-іонів (у моль/л) становить:
 - 10^{-4} ,
 - $3,2 \cdot 10^{-6}$;
 - $7,4 \cdot 10^{-11}$.
- Знайти молярну концентрацію іонів OH^- у водних розчинах, в яких концентрація іонів водню (у моль/л) дорівнює:
 - 10^{-3} ;
 - $6,5 \cdot 10^{-8}$;
 - $1,4 \cdot 10^{-12}$.
- Обчислити рН розчинів, в яких концентрація іонів H^+ (в моль/л) дорівнює:
 - $2 \cdot 10^{-7}$;
 - $8,1 \cdot 10^{-3}$;
 - $2,7 \cdot 10^{-10}$.
- Обчислити рН розчинів, в яких концентрація іонів OH^- (у моль/л) дорівнює:
 - $4,6 \cdot 10^{-4}$;
 - $5 \cdot 10^{-6}$;
 - $9,3 \cdot 10^{-9}$.
- Обчислити рН 0,01н. розчину оцтової кислоти, в якому ступінь дисоціації кислоти дорівнює 0,042.
- Визначити рН розчину, в 1 л якого міститься 0,1 г NaOH. Дисоціацію лугу вважати повною.
- У скільки разів концентрація іонів водню в крові (рН = 7,36) більша, ніж у спинномозковій рідині (рН = 7,53)?
- Визначити $[\text{H}^+]$ і $[\text{OH}^-]$ в розчині, рН якого дорівнює 6,2.
- Обчислити рН таких розчинів слабких електролітів:
 - 0,02М NH_4OH ;
 - 0,1М HCN ;
 - 0,05н. HCOOH ;
 - 0,01М CH_3COOH .
- Яка концентрація розчину оцтової кислоти, рН якого дорівнює 5,2?
- Використовуючи дані табл. 4 Додатків, знайти $p_{a\text{H}^+}$ 0,005н. розчину HCl , що містить, крім того, 0,015 моль/л NaCl .

12. Ступінь дисоціації слабкої одноосновної кислоти в 0,2н. розчині дорівнює 0,03. Обчислити значення $[H^+]$, $[OH^-]$ і рОН для цього розчину.
13. Розрахувати рН розчину, отриманого змішуванням 25 мл 0,5М розчину HCl, 10 мл 0,5М розчину NaOH і 15 мл води. Коефіцієнти активності іонів взяти рівними одиниці.
14. До 100 мл 0,5М водного розчину сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ додано 300 мл води. Чому дорівнює осмотичний тиск одержаного розчину при 25 °С?
15. Обчислити рН 0,1н. розчину оцтової кислоти, що містить, крім того, 0,1 моль/л CH_3COONa . Коефіцієнти активності іонів вважати рівними одиниці.

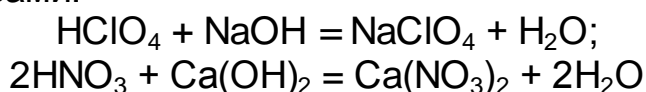
ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Вказати, які з ряду перерахованих нижче кислот відповідають зростанню рН в розчинах однакової молярної концентрації:
 - а) HCN, HF, HOCl, HCOOH, $CH_2ClCOOH$;
 - б) HNO_3 , HNO_2 , CH_3COOH , HCN;
 - в) HCl, $CH_2ClCOOH$, HF, H_3BO_3 .
2. В 0,01н. розчині одноосновної кислоти рН = 4. Яке твердження про силу цієї кислоти правильне:
 - а) кислота слабка, б) кислота сильна?
3. Як зміниться кислотність 0,2н. розчину HCN при введенні в нього 0,5 моль/л KCN:
 - а) зросте; б) зменшиться; в) не зміниться?
4. Як треба змінити концентрацію іонів водню в розчині, щоб величина рН розчину зросла на одиницю:
 - а) збільшити в 10 разів,
 - б) збільшити на 1 моль/л;
 - в) зменшити в 10 разів;
 - г) зменшити на 1 моль/л?
5. Скільки іонів водню міститься в 1 мл розчину, рН якого дорівнює 13:
 - а) 10^{13} , б) $60,2 \cdot 10^{13}$; в) $6,02 \cdot 10^7$; г) $6,02 \cdot 10^{10}$?
6. Як зміниться рН води, якщо до 10 л її додати 10^{-2} моль NaOH:
 - а) зросте на 2, б) зросте на 3,
 - в) зросте на 4; г) зменшиться на 4?
7. Чому дорівнює рН нейтрального розчину при 50°С:
 - а) 5,5; б) 6,6; в) 7,0; г) 7,5?

6.4. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

В обмінних реакціях, що протікають в розчинах електролітів, поряд з недисоційованими молекулами слабких електролітів, твердими речовинами і газами, беруть участь також іони, які знаходяться в розчині. Тому сутність перебігу процесів в розчинах найбільш повно виражається при записі їх у формі іонно-молекулярних рівнянь. У таких рівняннях слабкі електроліти, малорозчинні сполуки і газу записуються в молекулярній формі, а сильні електроліти, що знаходяться в розчині – у вигляді складових їх іонів.

Наприклад, рівняння реакцій нейтралізації сильних кислот сильними основами:

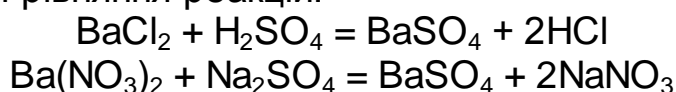


виражають одним і тим же іонно-молекулярним рівнянням

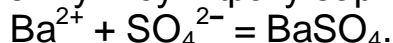


з якого випливає, що сутність цих процесів зводиться до утворення з іонів водню і гідроксид-іонів мало дисоційованого електроліту – води.

Аналогічні рівняння реакцій:



відображають один і той же процес утворення з іонів Ba^{2+} і SO_4^{2-} осаду малорозчинного електроліту – сульфату барію:

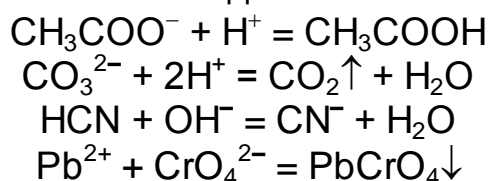


Розглянуті приклади показують, що

обмінні реакції в розчинах електролітів протікають у напрямку зв'язування іонів, що призводить до утворення малорозчинних речовин (осаду або газів) або молекул слабких електролітів.

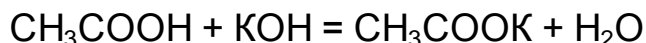
Приклад 26. Записати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій між такими речовинами: CH_3COONa і H_2SO_4 ; Na_2CO_3 і HNO_3 ; HCN і $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і K_2CrO_4 .

Розв'язання. Оскільки CH_3COOH , HCN і H_2O – слабкі електроліти, а CO_2 і PbCrO_4 – малорозчинні у воді речовини, шукані рівняння будуть мати такий вигляд:



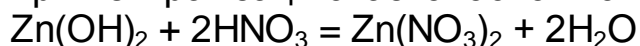
У тих випадках, коли малорозчинні речовини (або слабкі електроліти) є як серед вихідних речовин, так і серед продуктів

реакції, рівновага зміщується в бік утворення найменш розчинних або найменш дисоційованих речовин. Наприклад, при нейтралізації слабкої кислоти сильною основою:

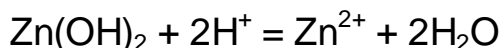


в реакції беруть участь два слабких електроліти – слабка кислота (CH_3COOH) і вода. При цьому рівновага виявляється сильно зміщеною в бік утворення слабшого електроліту – води, константа дисоціації якої ($1,8 \cdot 10^{-16}$) значно менша ніж константа дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-5}$). Однак до кінця така реакція протікати не буде: в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул CH_3COOH та іонів OH^- , отже реакція розчину буде не нейтральною (як при нейтралізації сильної кислоти сильною основою), а слабо лужною.

Аналогічно при нейтралізації слабкої основи сильною кислотою



або

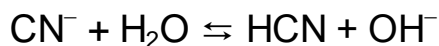
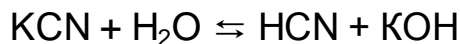


рівновага буде сильно зміщений вправо – у бік утворення більш слабшого електроліту (води), але при досягненні рівноваги в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул основи та іонів H^+ ; реакція розчину буде слабо кислою.

Таким чином, реакції нейтралізації, в яких беруть участь слабкі кислоти або основи – зворотні. Це означає, що при розчиненні у воді солі, до складу якої входить аніон слабкої кислоти або катіон слабкої основи, протікає процес гідролізу –

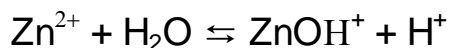
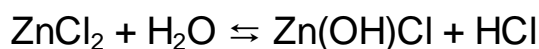
обмінна взаємодія солі з водою, в результаті якої утворюється слабка кислота або слабка основа.

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою, то в результаті гідролізу в розчині утворюються гідроксид-іони і розчин набуває лужної реакції, наприклад:



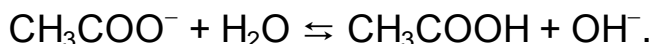
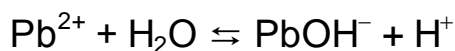
Як видно, в подібних випадках *гідролізу піддається аніон солі*.

При гідролізі солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою, *гідролізу піддається катіон солі*; при цьому в розчині зростає концентрація іонів водню, і розчин набуває кислої реакції, наприклад,



При взаємодії з водою солі, утвореної слабкою кислотою і слабкою основою, *гідролізу піддаються як катіон, так і аніон солі*, наприклад, при гідролізі ацетату свинцю:

$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{OH})\text{CH}_3\text{COO} + \text{CH}_3\text{COOH}$
паралельно протікають два процеси:



У цьому випадку реакція розчину залежить від відносної сили кислоти і основи, що утворюють сіль.

Якщо $K_{\text{кисл}} \approx K_{\text{осн}}$, то катіон і аніон гідролізуються в рівній мірі і реакція розчину буде нейтральною ($\text{pH} = 7$).

Якщо $K_{\text{кисл}} > K_{\text{осн}}$, то катіон солі гідролізується більшою мірою, ніж аніон, так що концентрація іонів H^+ в розчині буде більша від концентрації гідроксид-іонів і реакція розчину буде слабо кислою ($\text{pH} < 7$).

Нарешті, якщо $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$, то гідролізу піддається переважно аніон солі і реакція розчину буде слабо лужною ($\text{pH} > 7$).

Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, не гідролізуються, тому що в цьому випадку зворотна гідролізу реакція нейтралізації практично необоротна, тобто протікає до кінця.

Гідроліз солі, утвореної слабкою кислотою HA та сильною основою, характеризується константою гідролізу K_{Γ} :

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{OH}^-][\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}}$$

де $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – іонний добуток води.

Останнє співвідношення показує, що чим слабкіша кислота (тобто чим менша константа її дисоціації), тим більша константа гідролізу утвореної нею солі.

Аналогічно для солі слабкої основи MeOH і сильної кислоти:

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{MeOH}]}{[\text{Me}^+]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн}}}.$$

Звідси випливає, що K_{Γ} тим більша, чим менша $K_{\text{осн}}$, тобто, чим слабша основа MeOH .

Ступенем гідролізу (h) називається частка електроліту, що піддалася гідролізу.

Ступінь гідролізу пов'язаний з константою гідролізу K_{Γ} рівнянням, аналогічним закону розбавлення Оствальда для дисоціації слабого електроліту:

$$K_{\Gamma} = \frac{h^2 C_M}{1-h}$$

Нерідко солі погано гідролізуються, тому концентрація продуктів гідролізу для них незначна. У подібних випадках $h < 1$, і в знаменнику останньої формули цією величиною можна знехтувати. Тоді зв'язок між K_{Γ} і h має простіше співвідношення:

$$K_{\Gamma} = h^2 C_M$$

або

$$h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_M}}$$

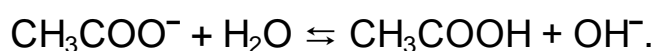
З останнього рівняння випливає, що ступінь гідролізу даної солі тим більший, чим менша її концентрація;

інакше кажучи,

ступінь гідролізу солі зростає при розбавленні розчину.

Приклад 27. Обчислити ступінь гідролізу ацетату калію в 0,1М розчині і рН розчину.

Розв'язання. Рівняння реакції гідролізу:



Для обчислення ступеня гідролізу насамперед знайдемо константу гідролізу, скориставшись значенням константи дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-3}$), наведеним в табл. 8 Додатків:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{лисл}}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-3}} = 5,56 \cdot 10^{-10}.$$

Тепер знайдемо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_M}} = \sqrt{\frac{5,56 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}.$$

Для обчислення рН слід взяти до уваги, що в результаті гідролізу кожного аніону CH_3COO^- утворюється один гідроксид-іон. Якщо вихідна концентрація аніонів C_M моль/л, а гідролізу піддалася лише частка h цих аніонів, то при цьому утворилося C_M моль/л іонів OH^- . Таким чином

$$[\text{OH}^-] = h \cdot C_M = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Отже:

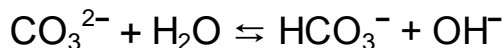
$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg (7,5 \cdot 10^{-6}) = - (6,88) = - (-5,12) = 5,12.$$

Звідси:

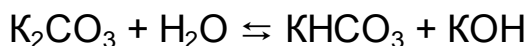
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,12 = 8,88.$$

Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами (див. табл. 8 Додатків), протікає ступнево, причому

продуктами перших стадій гідролізу є кислі солі. Так, при гідролізі карбонату калію іон CO_3^{2-} приєднує один іон водню, утворюючи гідрокарбонат-іон HCO_3^-



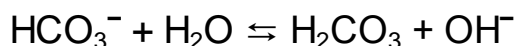
або в молекулярній формі:



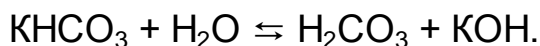
Це – перший ступінь гідролізу. Відповідна константа гідролізу визначається значенням константи дисоціації кислоти (HCO_3^-), яка утворюється при гідролізі, тобто другою константою дисоціації вугільної кислоти H_2CO_3 ($4,7 \cdot 10^{-11}$):

$$K_{\Gamma_1} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}2}} = \frac{10^{-14}}{4,7 \cdot 10^{-11}} = 2,1 \cdot 10^{-4}.$$

Накопичення в розчині іонів OH^- перешкоджає подальшому протіканню гідролізу. Однак, якщо пов'язувати утворені гідроксид-іони (наприклад, додаючи до розчину кислоту), то аніон HCO_3^- у свою чергу піддається гідролізу (другий ступінь гідролізу):



або в молекулярній формі:

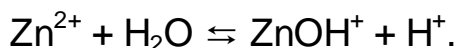
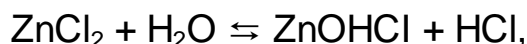


Константа гідролізу по другому ступеню визначається значенням першої константи дисоціації вугільної кислоти ($4,5 \cdot 10^{-7}$):

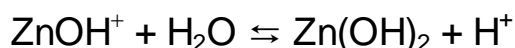
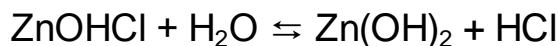
$$K_{\Gamma_2} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}1}} = \frac{10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-7}} = 2,2 \cdot 10^{-8}.$$

Як видно $K_{\Gamma_2} \ll K_{\Gamma_1}$. Це пов'язано з тим, що константа дисоціації кислоти по першому ступеню, як правило, значно більша від константи дисоціації за другим ступенем. Тому при наближених розрахунках, пов'язаних з гідролізом солей слабких багатих основних кислот, можна брати до уваги тільки гідроліз по першому ступеню.

Також ступнево протікає гідроліз солей, утворених слабкими основами багатих валентних металів (див. табл. 8 Додатків). У результаті гідролізу по першому ступеню утворюється основна сіль, наприклад:



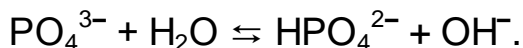
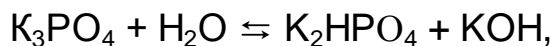
Другий ступінь гідролізу – це взаємодія з водою основної солі, що утворилася (точніше, утворився – гідроксокатіон):



У подібних випадках K_{r1} значно перевищує K_{r2} і гідроліз по другому ступеню практично не протікає.

Приклад 28. Визначити рН 0,1М розчину ортофосфату калію.

Розв'язання. Будемо вважати, що гідроліз практично протікає тільки по першому ступеню:



Константа гідролізу по цьому ступеню визначається константою дисоціації слабкої кислоти, що утворилася HPO_4^{2-} , тобто третьою константою дисоціації ортофосфорної кислоти ($1,3 \cdot 10^{-12}$):

$$K_{r1} = \frac{K_{H_2O}}{K_3} = \frac{10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-12}} = 7,7 \cdot 10^{-3}.$$

Знаходимо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{\frac{K_{r1}}{C_M}} = \sqrt{\frac{7,7 \cdot 10^{-3}}{0,1}} = 2,8 \cdot 10^{-2}.$$

Концентрація утворених гідроксид-іонів дорівнює $h \cdot C_M$, тобто:

$$[OH^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 2,8 \cdot 10^{-3},$$

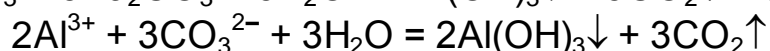
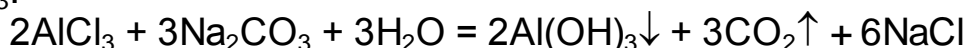
звідки

$$pOH = -\lg(2,8 \cdot 10^{-3}) = 2,55.$$

Остаточнo отримуємо:

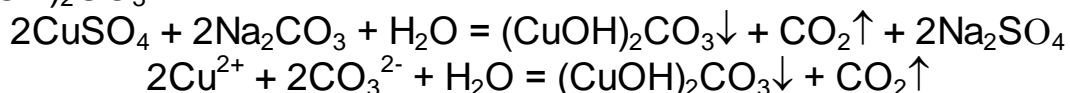
$$pH = 14 - pOH = 11,45.$$

Якщо в розчин гідролізу солі ввести реактив, зв'язуючи іони H^+ або OH^- , що утворюються при гідролізі, то відповідно до принципу Ле-Шательє рівновага зміщується в бік посилення гідролізу. В результаті гідроліз може протікати повністю – до утворення кінцевих продуктів. При цьому іони H^+ (або OH^-) можна зв'язати в молекули води, вводячи в розчин не тільки луг (або кислоту), а й іншу сіль, гідроліз якої призводить до накопичення в розчині іонів OH^- (або H^+). Іони H^+ і OH^- нейтралізують один одного, це спричинить взаємне посилення гідролізу обох солей і, в результаті, – утворення кінцевих продуктів гідролізу. Наприклад, при змішуванні розчинів Na_2CO_3 і $AlCl_3$, в яких відповідно є надлишок іонів OH^- і H^+ , взаємне посилення гідролізу призводить до виділення CO_2 і утворення осаду $Al(OH)_3$:



В осад у подібних випадках випадає найменш розчинна сіль з можливих продуктів гідролізу. Так, розчинність карбонату $(CuOH)_2CO_3$ менш, ніж гідроксиду міді $Cu(OH)_2$. Тому при зливанні

розчинів CuSO_4 і Na_2CO_3 кінцевим продуктом гідролізу є саме $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$:



Рівновага гідролізу може бути зміщена також зміною температури. Оскільки зворотний гідролізу процес – реакція нейтралізації – що протікає з виділенням теплоти, то реакція гідролізу являє собою ендотермічний процес. Тому, підвищення температури веде до посилення гідролізу, а зниження температури – до його ослаблення.

ЗАДАЧІ

При розв'язанні завдань цього розділу слід за необхідності користуватися табл. 8 і 9 Додатків. За відсутності спеціальних вказівок передбачається, що розчини знаходяться при $20 - 25\text{ }^\circ\text{C}$, тому можна вважати, що $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$.

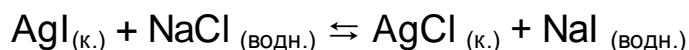
- Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які призводять до утворення малорозчинних опадів чи газів:
а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$; б) $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$; в) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$;
г) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$; д) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$; е) $\text{Na}_2\text{SO}_4 +$
- Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які призводять до утворення мало дисоційованих сполук:
а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$; б) $\text{FeS} + \text{HCl}$; в) $\text{HCOOK} + \text{HNO}_3$;
г) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2$; д) $\text{NaOCl} + \text{HNO}_3$.
- Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій нейтралізації:
а) $\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2$; б) $\text{HF} + \text{KOH}$; в) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3$;
г) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$; д) $\text{HNO}_3 + \text{NH}_4\text{OH}$; е) $\text{H}_2\text{S} + \text{NH}_4\text{OH}$.
Вказати, які з цих реакцій йдуть зворотно, а які – необоротно.
- Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються такими іонно-молекулярними рівняннями:
а) $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ = \text{HNO}_2$; б) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$; в) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2\downarrow$.
- Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами таких речовин:
а) NaHCO_3 і HCl ; б) FeCl_3 і KOH ; в) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ і Na_2S ;
г) KHS і H_2SO_4 ; д) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH}$ (надл.);
е) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$; ж) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$ (надл.).
Для кожного випадку вказати причину зсуву рівноваги в бік прямої реакції.
- Запишіть молекулярне та іонно-молекулярні (повне й скорочене) рівняння гідролізу солей згідно з варіантом дайте оцінку рН р-ну:

Варіант	Розчин солі	Варіант	Розчин солі
1.	CdCl ₂ , BaS, AlCl ₃	2.	MnCl ₂ , CuSO ₄ + Na ₂ CO ₃ , NaCl
3.	CdCl ₂ , Na ₂ CO ₃ , ZnSO ₄	4.	Pb(NO ₃), Na ₂ CO ₃ , CrCl ₃
5.	Al(NO ₃) ₃ , Na ₂ S, SbCl ₂ + Na ₂ CO ₃	6.	Pb(NO ₃), Zn(NO ₃) ₂ , K ₂ S
7.	Al(NO ₃) ₃ , K ₂ SO ₄ , Co(NO ₃) ₂	8.	Na ₂ CO ₃ , Ni(NO ₃) ₂ , Fe ₂ (CO ₃) ₃
9.	NiSO ₄ , Cu(NO ₃) ₂ , K ₂ SO ₃	10.	Na ₂ CO ₃ , CuCl ₂ , KCN
11.	NiSO ₄ , Zn(NO ₃) ₂ , Na ₂ SO ₄	12.	K ₂ SO ₃ , NiSO ₄ , KCN
13.	ZnSO ₄ , CuCl ₂ , K ₂ CO ₃	14.	K ₂ SO ₃ , FeCl ₃ + KJ, Co(NO ₃) ₂

7. Які з перелічених солей піддаються гідролізу: NaCN, KNO₃, KOCl, NaNO₂, NH₄CH₃COO, CaCl, NaClO₄, KHCOO, KBr? Для кожної з солей, що гідролізуються, написати рівняння гідролізу в іонно-молекулярній формі і вказати реакцію (рН) її водного розчину.
8. Вказати, які з перерахованих солей піддаються гідролізу: ZnBr₂, K₂S, Fe₂(SO₄)₃, MgSO₄, Cr(NO₃)₃, K₂CO₃, Na₃PO₄, CuCl₂. Для кожної з солей, що гідролізуються, написати в молекулярній і в іонно-молекулярній формі рівняння гідролізу по кожному ступеню, вказати реакцію водного розчину солі.
9. Напишіть молекулярні повні та скорочені іонно-молекулярні рівняння реакції взаємодії між такими речовинами у водному розчині:
а) K₂S і HCl; б) NiSO₄ і NaOH; в) Al(OH)₃ і NaOH;
г) NaHCO₃ і KOH; д) (CuOH)NO₃ і HNO₃.

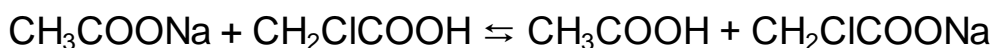
ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. У якому напрямку буде зміщена рівновага реакції:



- а) у напрямку прямої реакції;
б) у напрямку зворотної реакції?

2. У якому напрямку буде зміщена у водному розчині рівновагу реакції:



- а) у напрямку прямої реакції; б) у напрямку зворотної реакції?

3. Вказати, який порядок розташування розчинів рівної молекулярної концентрації відповідає зростанню рН:

- а) NH₄Cl – NaNO₃ – CH₂ClCOONa – NaF – CH₃COONa – NaCN;
б) NaCN – CH₃COONa – NaF – CH₂ClCOONa – NaNO₃ – NH₄Cl.

4. Розчин кислоти і розчин основи змішують в еквівалентних співвідношеннях. Для яких з перерахованих пар (кислота + основа) розчин буде мати нейтральну реакцію:
- а) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$; б) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH}$;
 в) $\text{NaOH} + \text{HCl}$; г) $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH}$?
5. Які з перелічених солей, піддаючись частковому гідролізу, утворюють основні солі:
- а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; б) Na_2CO_3 ; в) AgNO_3 ; г) AlCl_3 ?
6. Лакмус змінює забарвлення в інтервалі рН від 5 до 8,3. Яке буде забарвлення лакмусу $0,001\text{M}$ у розчині ацетату натрію CH_3COONa ($K_f = 5,6 \cdot 10^{-9}$):
- а) червоне, б) фіолетове, в) синє?
7. Індикатор метилоранж змінює забарвлення від червоного до жовтого в інтервалі рН від 3,2 до 4,4. Яке буде забарвлення $0,1\text{M}$ водного розчину ацетату амонію $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, що містить метилоранж:
- а) червоне, б) помаранчеве, в) жовте?
8. Константи дисоціації азидоводню HN_3 і гідроксиду амонію NH_4OH приблизно однакові. Яким буде співвідношення значень рН в розчинах NaN_3 (pH_1) і NH_4NO_3 (pH_2) однакової молярної концентрації: а) $\text{pH}_1 > \text{pH}_2$; б) $\text{pH}_1 \approx \text{pH}_2$; в) $\text{pH}_1 < \text{pH}_2$?
- Тому що:
- а) обидві солі гідролізуються у рівній мірі;
 б) у однієї солі гідролізується катіон, а у іншої – аніон.
9. Визначте ступінь гідролізу і рН $0,005$ н. KCN , якщо константа дисоціації HCN становить $4,9 \cdot 10^{-10}$.
- а) $0,125$; рН = $10,0$;
 б) $0,063$; рН = $10,5$;
 в) $0,03$; рН = $11,0$;
 г) $0,015$; рН = $11,5$?
10. Кремнієва кислота ($K_I = 2,2 \cdot 10^{-10}$; $K_{II} = 1,6 \cdot 10^{-12}$) слабша від вугільної. Запишіть рівняння гідролізу карбонату і силікату натрію і розрахуйте значення рН середовища для кожного ступеня гідролізу при рівних вихідних концентраціях солей і однаковій температурі розчинів.
- а) рН(I) = $12,03$; рН(II) = $11,28$;
 б) рН(I) = $12,51$; рН(II) = $11,49$;
 в) рН(I) = $12,92$; рН(II) = $11,83$;
 г) рН(I) = $13,01$; рН(II) = $12,98$.
11. Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей Li_3PO_4 . На підставі табличних даних обчисліть константи гідролізу по всіх ступенях і зробіть висновок про те, який ступінь гідролізу протікає в більшій мірі. Визначте значення рН для кожного ступеня

гідролізу солі при рівних вихідних концентраціях солей і однакої температурі розчинів..

а) $\text{pH(I)} = 12,2$; $\text{pH(II)} = 10,2$; $\text{pH(III)} = 9,8$;

б) $\text{pH(I)} = 13,2$; $\text{pH(II)} = 10,6$; $\text{pH(III)} = 8,1$;

в) $\text{pH(I)} = 12,8$; $\text{pH(II)} = 11,1$; $\text{pH(III)} = 9,2$;

г) $\text{pH(I)} = 13,6$; $\text{pH(II)} = 12,8$. $\text{pH(III)} = 10,3$;

12. Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ і Na_2SiO_3 .

При змішуванні розчинів солей $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ і Na_2SiO_3 кожна з солей гідролізується необоротно до кінця. Обчисліть константи гідролізу силікату натрію і сульфату хрому по всіх ступенях і зробіть висновок про те, який ступінь гідролізу протікає в більшій мірі. Порівняйте значення pH по всіх ступенях гідролізу.

7. Тема V: ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

7.1. ОКИСЛЮВАЛЬНО–ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

ОВР називають хімічні процеси, при перебігу яких в складі реагентів змінюється *ступінь окислення* одного або декількох елементів.

7.1.1. Ступінь окислення. Окисники. Відновники.

Ступінь окислення (скорочено – CO) елемента – це число електронів (\bar{e}), які зміщуються (умовно повністю переходять) від даного атома складної сполуки до інших її елементів.

Для визначення напрямку зміщення (переходу) електронів між атомами в молекулі можна скористатися (див. табл. 5 Додатків) таблицею електронегативності (EH) елементів. Електрони зміщуються від елементів з меншим значенням EH до атомів, які мають більшу величину цього показника. Відповідно, елемент, що втратив \bar{e} , характеризується позитивним (+) значенням величини CO , а елемент що приєднав цей \bar{e} – негативним (–). Можлива і нульова CO атома в молекулі, якщо електрони від нього не зміщуються або число відданих і прийнятих атомом електронів однакове.

Розраховуючи значення величини CO елементів в сполуках треба зважати на такі правила і винятки з них:

1. Елементи в молекулах простих речовин мають $\text{CO} = 0$.
Наприклад: Br_2^0 , Cu^0 , Cl_2^0 , Li^0 , O_2^0 , O_3^0 ; N_2^0 , Ne^0 .

- Відомі елементи з характерним (постійним) значенням СО, вони можуть набувати інших значень тільки у виняткових випадках (див. табл. 7.1.);
- Алгебраїчна сума СО всіх елементів, що входять до складу молекули, дорівнює нулю, а іона – величині заряду іона.

Приклад 1. Яку величину СО має кожен з атомів в молекулі H_2SO_3 ?

Розв'язання. Практично будь-яка молекула має в своєму складі елементи з відомим значенням СО. Це так би мовити "ключові" елементи для визначення СО інших елементів в молекулі. У складі молекули H_2SO_3 такими елементами є водень і кисень (див. табл. 5.1.): $\text{H}(+1)$ і $\text{O}(-2)$. Складемо рівняння для розрахунку СО сірки:

$$2 \times (+1) + x + 3 \times (-2) = 0.$$

Розв'язуючи. це рівняння, знаходимо: $x = +4$.

Відповідь: $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$.

Таблиця 7.1.

Елементи, що мають постійні значення СО та приклади винятків

Елемент	Характерна СО	Виняток	Приклади винятків
Водень (H)	+1	Гідриди Ме	LiH^{-1} , CaH_2^{-1}
Кисень (O)	- 2	Дифторидкисню(II)	O^{+2}F_2
		Пероксида	$\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, CaO_2^{-1}
		Надпероксида	$\text{KO}_2^{-1/2}$
		Озоніда	$\text{KO}_3^{-1/3}$, $\text{Sr}(\text{O}_3^{-1/3})_2$
Фтор (F)	- 1	-	-
Лужні Ме: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	+1	-	-
Лужноземельні Ме: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	+2	-	-
Алюміній (Al)	+3	-	-

Приклад 2: Яку величину СО має кожен з атомів в іоні $(\text{PO}_4)^{3-}$?

Розв'язання. В даному випадку сума ступенів окислення буде дорівнює вже не нулю, а заряду іона, тобто -3. Тому, маємо рівняння:

$$x + 4 \times (-2) = -3.$$

Відповідь: $(\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2})^{3-}$

Зверніть увагу, знак величини СО елемента вказують перед, а заряду іона – після числа, що відображає значення показника.

Приклад 3: Яку СО має кожен з атомів в молекулі хромату амонію?

Розв'язання. Ступені окислення водню і кисню відомі, сірки і азоту – ні. Отже, маємо класичний приклад задачі з двома невідомими! Спростимо завдання – будемо розглядати $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$ не як єдину "молекулу", а як поєднання двох іонів: катіона NH_4^+ і аніона $(\text{CrO}_4)^{2-}$. Заряди іонів нам відомі (1+ і 2–), в кожному з них міститься лише один атом, для якого невідома ступень окислення. Користуючись досвідом, набутим під час вирішення попередніх завдань, легко знаходимо ступінь окислення азоту і сірки.

Відповідь: $(\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}}_4)_2\overset{+6}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}}_4$.

Визначення СО елементів в органічних сполуках мають свої особливості, які, передусім, полягають у тому, що необхідно окремо знаходити СО для кожного атома вуглецю.

Приклад 4: Яку величину СО має кожен з атомів в молекулі $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?

Розв'язання. Запишемо молекулу етанолу в такому вигляді



і розглянемо перший атом вуглецю в складі метильної групи $\text{H}_3\text{C}-$. Цей атом С з'єднується з трьома атомами водню і сусіднім атомом вуглецю. По зв'язку $\text{C}-\text{H}$ відбувається зміщення електронної щільності в бік атома вуглецю (тому що ЕН вуглецю перевершує ЕН водню – див. табл. 5, Додатків). Оскільки умовно прийнято вважати, що в молекулі відбувається повний перехід е до сусідніх атомів, то для розглянутого атома вуглецю $\text{CO} = -3$.

Другий атом С молекули етанолу знаходиться в складі групи $-\text{CH}_2-$ і пов'язаний з двома атомами водню (електронна щільність зміщена в сторону С), одним атомом кисню (тут один е переходить від С до О, оскільки у нього $\text{EN} = 3,5$, а вуглець має $\text{EN} = 2,5$) і одним атомом вуглецю (тут зміщення електронної щільності не відбувається). Тому СО вуглецю у цій групі дорівнює:

$$-2 + 1 + 0 = -1.$$

Відповідь: $\overset{-3}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}_3\overset{-1}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$.

Ступінь окислення – найважливіша характеристика елемента в молекулі сполуки. Формально СО ототожнюють з валентністю елемента, тому що ці величини зазвичай збігаються. Формально, бо СО і валентність несуть різну інформацію про атом в його сполуках. Валентність характеризує здатність атома утворювати деяку кількість хімічних зв'язків, а СО описує зміщення електронної щільності атома при утворенні ним хімічних зв'язків. Крім цього, і

величини їх можуть не збігатися, наприклад, в молекулі пероксиду водню (H_2O_2):



СО кисню в цій сполуці становить -1 , а валентність дорівнює II.

На прикладі пероксиду водню поговоримо про стан елементів в молекулі і як він впливає на окислювально-відновні властивості даної речовини. Для цього будемо керуватися наступними відомими положеннями:

1. Віддача атомом \bar{e} , яка супроводжується підвищенням його СО, має назву *окислення*; а приєднання атомом \bar{e} , що призводить до зниження його СО – процесом *відновлення*;

В нашому прикладі, атом Н втратив \bar{e} та підвищив СО (від 0 до +1), тобто в даній молекулі знаходиться в окисленій формі. Атом О, навпаки, відновився, бо приєднав $1\bar{e}$ та знизив СО (від 0 до -1) – таким чином, кисень в молекулі знаходиться у відновленій формі.

2. Елементи, що знаходяться в молекулі у вищому СО, можуть тільки *відновлюватися*, тому що їх атоми здатні лише приймати \bar{e} , і навпаки, елементи в нижчому СО, можуть лише віддавати електрони, тобто *окислюватися*;

Згідно цього положення, атом водню, завдяки своєму стану в молекулі пероксиду, може тільки *відновлюватися*, тому що досяг вищого СО. (Тут, щоб відзначити корисність ототожнення СО та валентності елементів, зазначимо, що в такому ж стані знаходиться S(VI) в молекулі H_2SO_4 і сульфатах; азот(V) в HNO_3 і нітратах; марганець(VII) в перманганатах тощо.). Кисень в молекулі пероксиду водню не досяг нижчого СО – оскільки атом О в таких сполуках одновалентний, то він може приєднати ще один електрон, тобто може *відновлюватися*. Однак, кисень може так само і віддати один електрон (який він приєднав) і, тим самим, *окислитися*. (Відзначимо, що *окислювально-відновну подвійність* мають й інші елементи, що знаходяться в молекулах в проміжній валентності, наприклад, S(IV) в молекулі H_2SO_3 та сульфітах, азот(III) в HNO_2 та нітритах тощо.).

3. Речовину, до складу молекули якої входить елемент, здатний окислюватися прийнято називати *відновник*, а містить елемент, здатний відновлюватися – *окислювач*.

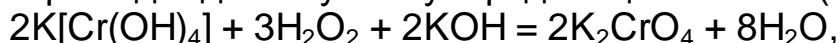
Пероксид водню, враховуючи стан елементів в його молекулі, повинен мати як окислювальні, так і відновні властивості (див. табл.7.2.).

Таблиця 7.2.

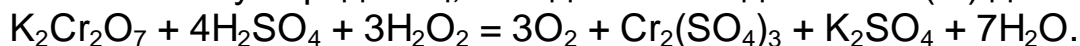
Окислювально-відновна подвійність пероксиду водню

як окислювач (відновлюється)	як відновник (окислюється)
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\bar{e} = 2\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- - 2\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Наприклад, пероксид водню в лужному середовищі окислює Cr(III) до Cr(VI):



а в сильно кислому середовищі, поводить ся як відновник Cr(VI) до Cr(III):



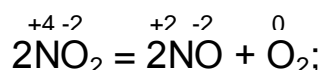
7.1.2. Типи ОВР. Складання рівнянь ОВР

Зазвичай розрізняють такі типи ОВР:

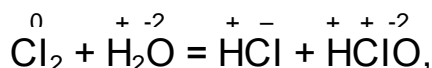
1. Міжмолекулярні – в яких змінюються СО атомів елементів, що входять до складу різних речовин:



2. Внутрішньомолекулярні – тут одна частина молекули вихідного реагенту – окислювач, друга – відновник:

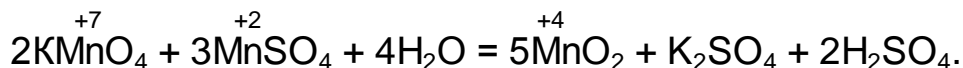


3. Самоокислення-самовідновлення (диспропорціонування або дисмутація) – такі ОВР проходять з одночасним зменшенням і збільшенням ступеня окислення атома одного і того ж елемента молекули вихідного реагенту:



тут, як видно, Cl виконує роль і окислювача, і відновника.

4. Конпропорціонування (конмутація) – ОВР, в якій окислювачем і відновником є один і той же хімічний елемент в різних СО:



ОВР конмутації можна, очевидно, розглядати як реакцію дисмутації, що протікає в зворотному напрямку.

Знання особливостей того чи іншого типу ОВР необхідне при складанні рівнянь ОВР.

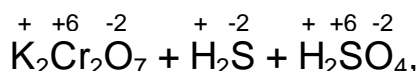
При складанні рівнянь ОВР треба пам'ятати, що окислювально-відновні процеси залежать від активної реакції середовища (величини рН), в якій вони відбуваються.

Для створення в розчині кислого середовища (рН < 7) зазвичай користуються сірчаною кислотою. Соляна і азотна кислоти застосовуються рідше, тому що HCl здатна окислюватися, а HNO₃ є сильним окислювачем і може спричинити додаткові побічні процеси. Лужну реакцію середовища (рН > 7) забезпечують, застосовуючи, головним чином, NaOH або KOH.

Якщо ОВР відбувається в нейтральному середовищі (рН = 7), то до вихідних реагентів додають воду.

Для підбору коефіцієнтів в рівняннях ОВР, що протікають у водному розчині за участю іонів, як правило використовують метод електронно-іонного балансу, при складанні якого можна дотримуватися такого алгоритму:

- 1) записують хімічні формули молекул вихідних реагентів ОВР, зазначаючи СО їх атомів, наприклад:



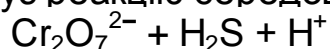
та встановлюють, яку функцію в ОВР може виконувати кожен з реагентів. У нашому наборі реагентів:

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – окислювач (тут Cr^{+6} має вищий СО, тому здатний тільки приймати електрони, тобто відновлюватися).

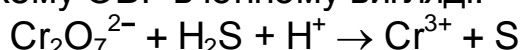
H_2S – відновник (S^{-2} має нижчий СО і може тільки окислюватися);

H_2SO_4 – забезпечує кисле середовище в розчині і безпосередньої участі в ОВР брати не буде;

- 2) записують формули реагентів в іонному вигляді, вказуючи тільки ті іони (для сильних електролітів), молекули (для слабких електролітів і газів) і формульні одиниці (для твердих речовин), які візьмуть участь в реакції як окислювач і відновник, та іон, що забезпечує реакцію середовища, отже маємо:



- 3) визначають відновлену форму окислювача і окислену форму відновника, що має бути відомо (наприклад, див. табл. 7.3.) або задано. Так, для взятих нами реагентів у табл. 7.3. знаходимо, що дихромат-іон повинен переходити в катіони хрому(III), сірководень (а саме його аніон S^{-2}) – у вільну сірку, отже маємо схему ОВР в іонному вигляді:



Таблиця 7.3.

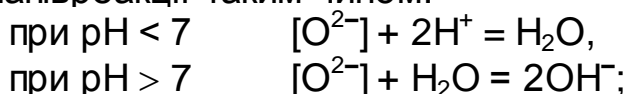
Перетворення деяких відновників в результаті ОВР			
Вихідні реагенти	Перехід електронів	Продукти ОВР	Примітки та приклади перетворень
Me	- 1,	Me^+ ,	Me – позначає метал. При $\text{pH} < 7$ і $\text{pH} = 7$ Me окислюються в катіони, напр. по р-ції $\text{Ca} - 2\text{e}^- = \text{Ca}^{2+}$ при $\text{pH} > 7$ Me, які дають амфотерні гідроксиди, утворюють основні солі.
	- 2,	Me^{2+} ,	
	- 3	Me^{3+}	
S^{-2}	- 2	S	
	- 6	SO_2	в реакціях випалення
	- 8	SO_4^{2-}	в реакціях з сильним окислювачем
SO_3^{2-}	- 2	SO_4^{2-}	
H_2	- 2	2H^+	
2Hhal	- 2	hal_2	hal – галогени

C	-2	CO	при високій температурі
	-4	CO ₂	
Mn ²⁺	-2	MnO ₂	при рН=7 або в слабколужн. серед.(рН≥7)
	-4	MnO ₄ ²⁻	в сильно лужному середовищі (рН>>7)
Fe ²⁺	-1	Fe ³⁺	
Cr ³⁺	-3	CrO ₄ ²⁻	при рН>7
As ³⁺	-2	AsO ₄ ³⁻	
Перетворення деяких окислювачів в результаті ОВР			
Вихідні реагенти	Перехід електронів	Продукти ОВР	Примітки та приклади перетворень
hal ₂	+2	2hal ⁻	hal – галогени
[O ₂] ⁻²	+2	2O ²⁻	при рН<7: H ₂ O ₂ + 2H ⁺ + 2ē = 2H ₂ O
			при рН≥7: H ₂ O ₂ + 2ē = 2OH ⁻
MnO ₄ ⁻	+5	Mn ²⁺	при рН<7
	+3	MnO ₂	при рН≥7
	+1	MnO ₄ ²⁻	при рН>>7 та при недоліку відновника
Cr ₂ O ₇ ²⁻	+6	2Cr ³⁺	
CrO ₄ ²⁻	+3	Cr ³⁺	
HNO ₃	+1	NO ₂	при реакції HNO _{3,конц.} з Cu, Ag, Pb тощо 2HNO _{3,конц.} + 1ē = NO ₂ + H ₂ O + NO ₃ ⁻
	+3	NO	при реакції HNO ₃ з неМе (C,P,S...) і S ²⁻ 4HNO _{3,конц.} + 3ē = NO + 2H ₂ O + 3NO ₃ ⁻
			при реакції HNO _{3,розб.} з слабким відновн. NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 3ē = NO + 2H ₂ O NO ₃ ⁻ + 3H ⁺ + 2ē = HNO ₂ + H ₂ O
	+8	NH ₄ ⁺	при реакції HNO _{3,сильно.розб.} з активним Ме: NO ₃ ⁻ + 10H ⁺ + 8ē = NH ₄ ⁺ + 3H ₂ O
2HNO ₃	+8	N ₂ O	при реакції з сильн. відновником (Mg, Ca, Zn и др.): 2NO ₃ ⁻ розб. + 10H ⁺ + 8ē = N ₂ O + 5H ₂ O
	+10	N ₂	при реакції з відновником середн. сили (Co): 2NO ₃ ⁻ розб. + 12H ⁺ + 10ē = N ₂ + 6H ₂ O
NaNO ₃ ; KNO ₃	+8	NH ₃	при нагріванні в лужному розчині
H ₂ SO ₄	+2	SO ₂	при реакції H ₂ SO _{4,конц.} з слабким. відновн. 2H ₂ SO ₄ + 2ē = SO ₂ + SO ₄ ²⁻ + 2H ₂ O
	+6	S	при реакції H ₂ SO _{4,конц.} з відновн. серед. акт. 4H ₂ SO ₄ + 6ē = S + 3SO ₄ ²⁻ + 4H ₂ O
	+8	S ²⁻	при реакції H ₂ SO _{4,конц.} з дуже активн. відновн.: 5H ₂ SO ₄ + 8ē = H ₂ S + 4SO ₄ ²⁻ + 4H ₂ O

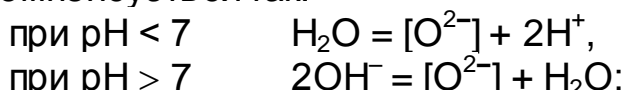
4) складають напівреакції процесу відновлення і окислення. Окислена і відновлена форми хрому відрізняються за вмістом кисню (див. Cr₂O₇²⁻ і Cr³⁺), тому напівреакцію відновлення необхідно зрівняти по кисню.

В таких випадках слід дотримуватися таких правил:

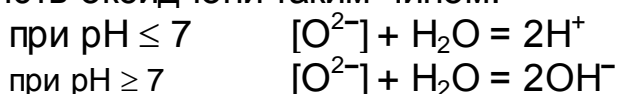
а) якщо при переході від однієї форми до іншої вихідна форма (зазвичай – окислена) втрачає свої оксид-іони (позначимо їх $[O^{2-}]$), то їх компенсують в напівреакції таким чином:



б) брак кисню у вихідній формі (частіше – у відновленій) в порівнянні з кінцевою формою компенсується так:



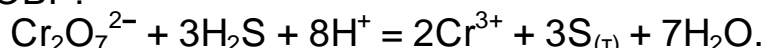
в) слабо кисле і слабо лужне середовище умовно вважають нейтральним, при цьому в рівняння напівреакцій зліва вводять тільки H_2O і компенсують оксид-іони таким чином:



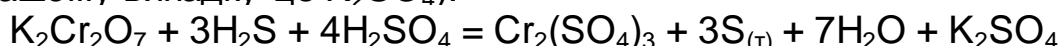
Нарешті, підбирають коефіцієнти, що зрівнюють число e^- в процесах відновлення і окислення.

Напівреакції процесу:		Коефіцієнти	
відновлення	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	2	1
окислення	$H_2S - 2e^- = S_{(T)} + 2H^+$	6	3

5) підсумовують рівняння напівреакцій (з урахуванням знайдених коефіцієнтів) та після скорочення протонів, отримують іонне рівняння ОВР:



6) складають молекулярне рівняння ОВР, тобто доповнюють запис п.1, причому формули катіонів та аніонів, які відсутні в іонному рівнянні, об'єднують в формули супутних продуктів (в нашому випадку це K_2SO_4):



7) проводять перевірку підібраних стехіометричних коефіцієнтів по числу атомів елементів в лівій і правій частинах молекулярного рівняння (зазвичай досить перевірити число атомів кисню).

Наведемо приклади складання міжмолекулярних ОВР, які відбуваються за участю перманганату калію і сульфіту натрію:

а) в сильно лужному середовищі ($\text{pH} > 7$) –

Вихідні реагенти:



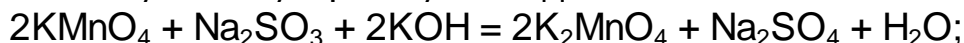
Схема ОВР в іонному вигляді: $MnO_4^- + SO_3^{2-} + OH^- \rightarrow MnO_4^{2-} + SO_4^{2-}$

Відновлення окисника: $MnO_4^- + 1e^- = MnO_4^{2-}$ (x 2)

Окислення відновника: $SO_3^{2-} + 2OH^- - 2e^- = SO_4^{2-} + H_2O$ (x 1)

Іонне рівняння ОВР: $2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2OH^- = 2MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$;

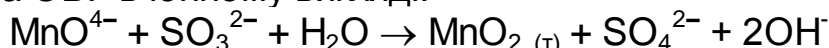
Рівняння ОВР у молекулярному вигляді:



б) у нейтральному середовищі (pH = 7) –

Вихідні реагенти: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Схема ОВР в іонному вигляді:



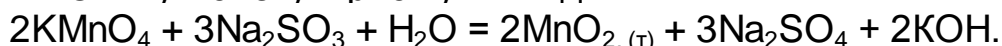
Відновлення окисника: $\text{MnO}_4^{4-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_{2,(\text{T})} + 4\text{OH}^-$ (x 2)

Окислення відновника: $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$ (x 3)

Іонне рівняння ОВР: $\text{MnO}_4^{4-} + \text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} = 2\text{MnO}_{2,(\text{T})} + 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$

Рівняння утворення води з іонів: $8\text{OH}^- + 6\text{H}^+ = 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$

Рівняння ОВР у молекулярному вигляді:



Розглянемо приклад складання реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення при розкладанні тіосірчаної кислоти, яке відбувається в розчині:

Вихідні реагенти:

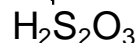


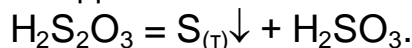
Схема ОВР в іонному вигляді: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_{(\text{T})}\downarrow + \text{SO}_3^{2-}$

Відновлення окисника: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{S}_{(\text{T})}\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (x 1)

Окислення відновника: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{OH}^- - 4\bar{e} = 2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$ (x 1)

Іонне рівняння ОВР: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} = \text{S}_{(\text{T})}\downarrow + \text{SO}_3^{2-}$

Рівняння ОВР у молекулярному вигляді:



При складанні реакцій дисмутації, буває не зрозуміло, за яких умов вони є реальними, в таких випадках можна скористатися таблицею редокс-потенціалів напівреакцій (про них йшлося на лекції).

Розглянемо, наприклад, реакцію дисмутації йоду:

а) в нейтральному середовищі (pH = 7):

Вихідні реагенти: $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

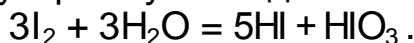
Схема ОВР в іонному вигляді: $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^- + \text{IO}_3^-$

Відновлення окисника: $\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$ (x 5), $E^\circ = +0,54 \text{ В}$

Окислення відновника: $\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} - 10\bar{e} = 2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+$ (x 1), $E^\circ = +1,19 \text{ В}$

Іонне рівняння ОВР: $3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = 5\text{I}^- + \text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$

Рівняння ОВР у молекулярному вигляді:



Коефіцієнти реакції підібрані правильно, про що можна судити по дотриманню закону збереження маси речовини, але різниця редокс-потенціалів напівреакцій

$$\Delta E^\circ = 0,54 - 1,19 = -0,65 \text{ В}$$

має від'ємне значення, тобто мимовільно протікати така реакція не може.

б) в лужному середовищі (pH > 7):

Вихідні реагенти: $I_2 + KOH$

Схема ОВР в іонному вигляді: $I_2 + KOH \rightarrow I^- + IO_3^-$

Відновлення окисника: $I_2 + 2e^- = 2I^-$ (x 5), $E^0 = +0,54V$

Окислення відновника: $I_2 + 12OH^- - 10e^- = 2IO_3^- + 6H_2O$ (x 1), $E^0 = +0,21V$

Іонне рівняння ОВР: $3I_2 + 6OH^- = 5I^- + IO_3^- + 3H_2O$

Рівняння ОВР у молекулярному вигляді:

$3I_2 + 6KOH = 5KI + KIO_3 + 3H_2O$; $\Delta E^0 = 0,54 - 0,21 = 0,33V$.

Таким чином, ОВР дисмутації йоду можлива лише в лужному середовищі.

Прикладом ОВР конмутації може бути взаємодія йодистого калію і іодату калію в присутності сірчаної кислоти:

Вихідні реагенти: $KI + KIO_3 + H_2SO_4$

Схема ОВР в іонному вигляді: $I^- + IO_3^- + H^+ \rightarrow I_2$

Відновлення окисника: $2IO_3^- + 12H^+ + 10e^- \rightarrow I_2 + 6H_2O$ (1), $E^0 = +1,19V$

Окислення відновника: $2I^- - 2e^- = I_2$ (5), $E^0 = +0,54V$

Іонне рівняння ОВР: $IO_3^- + 6H^+ + 5I^- = 3I_2 + 3H_2O$

$\Delta E^0 = 1,19 - 0,54 = +0,65V$

Рівняння ОВР у молекулярному вигляді:

$KIO_3 + 3H_2SO_4 + 5KI = 3I_2 + 3H_2O + 3K_2SO_4$

ЗАДАЧІ

1. Визначити ступінь окислення сірки в таких сполуках:

$SO_2, H_2S, Na_2SO_3, CS_2, H_2SO_4, As_2S_3$.

2. Визначити ступінь окислення хрому в таких сполуках:

$K_2CrO_4, Cr_2O_3, Fe(CrO_2)_2, K_2Cr_2O_7, Cr_2(SO_4)_3, Na_3[Cr(OH)_6]$.

3. Які з наступних реакцій відносяться до окисно-відновних?

а) $H_2 + Br_2 = 2HBr$;

б) $NH_4Cl = N_3 + HCl$;

в) $NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$;

г) $2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2Cr_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$;

4. Вказати, які з наведених процесів являють собою окислення і які – відновлення:

$S \rightarrow SO_4^{2-}$;

$S \rightarrow S^{2-}$;

$Sn \rightarrow Sn^{4+}$;

$K \rightarrow K^+$;

$Br_2 \rightarrow 2Br^-$;

$2H^+ \rightarrow H_2$;

$H_2 \rightarrow 2H^+$;

$V^{2+} \rightarrow VO_3^-$;

$Cl^- \rightarrow ClO_3^-$;

$IO_3^- \rightarrow I_2$;

$MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$.

5. Вказати, в яких з наведених процесів відбувається окислення азоту і в яких – відновлення, як змінюється в кожному випадку ступінь окислення азоту:

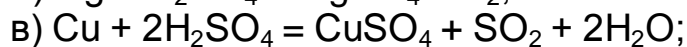
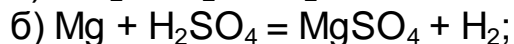
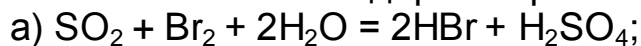
$NH_4^+ \rightarrow N_2$;

$NO_3^- \rightarrow NO$;

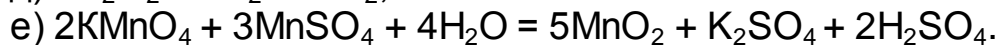
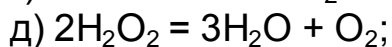
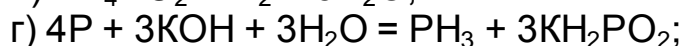
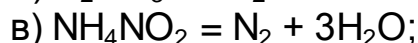
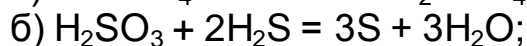
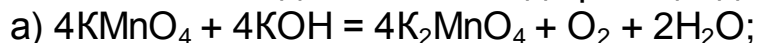
$NO_2^- \rightarrow NO_3^-$;

$NO_2 \rightarrow NO_2^-$.

6. Для наступних реакцій вказати, які речовини і за рахунок яких саме елементів відіграють роль окислювачів і які - відновників:



7. Які з наведених реакцій відносяться до реакцій міжмолекулярного окислення-відновлення, до реакцій внутрішньо молекулярного окиснення-відновлення та до реакцій дисмутації?

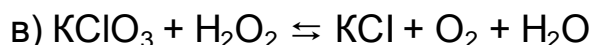
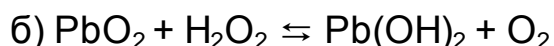
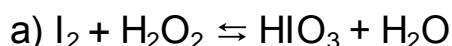


8. На основі електронної будови атомів вказати, чи можуть бути окислювачами: атоми натрію, катіони натрію, кисень у ступеня окислення -2, йод в ступені окислення 0, фторид-іони, катіони водню, нітрит-іони, гідрид-іони.

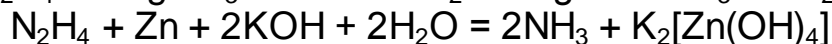
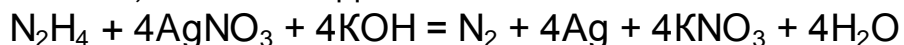
9. Які з перелічених речовин і за рахунок яких елементів проявляють зазвичай властивості окислювача і які – відновника? Вказати ті з них, які мають окислювально-відновною подвійність:



10. Вказати, в яких з наступних реакцій пероксид водню служить окислювачем, а в яких – відновником:

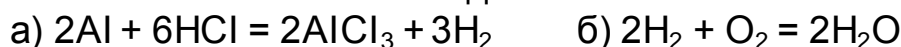


11. Вказати, в якій з наведених реакцій гідразин N_2H_4 служить окислювачем, і в якій – відновником:

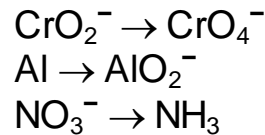
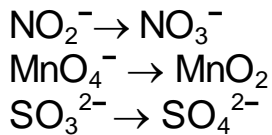
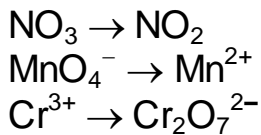


Як змінюється в кожному випадку ступінь окислення азоту?

12. Скласти рівняння напівреакції окислення і відновлення для таких реакцій і визначити, в яких випадках водень служить окислювачем і в яких-відновником:



13. Скласти рівняння напівреакції окислення або відновлення з урахуванням кислотності середовища: а) кисле середовище; б) нейтральне середовище; в) лужне середовище.



14. Закінчити рівняння реакцій:

- а) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{MnO}_2 + \dots$;
 б) $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$;
 в) $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$;
 г) $\text{NaAsO}_2 + \text{I}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \dots$

15. Закінчити рівняння реакцій, у яких окислювачем служить концентрована азотна кислота:

- а) $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$;
 б) $\text{Sb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HsbO}_3 + \dots$
 в) $\text{Bi} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \dots$;
 г) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \dots$

16. Закінчити рівняння реакцій, у яких окислювачем служить концентрована сірчана кислота:

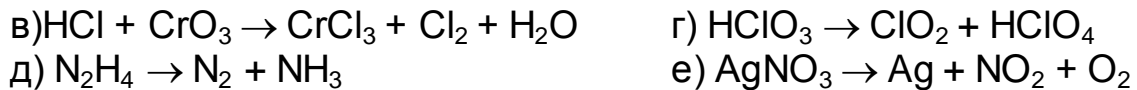
- а) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$;
 б) $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$;
 в) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \dots$

17. Закінчити рівняння реакцій:

- а) $\text{KI} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$;
 б) $\text{KI} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuCl} + \dots$;
 в) $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \dots$

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

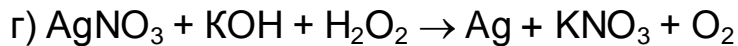
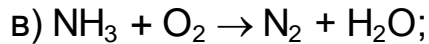
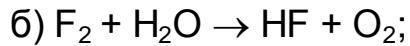
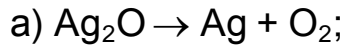
- Визначте ступені окислення всіх компонентів, що входять до складу таких сполук: HCl , Cl_2 , HClO_2 , HClO_3 , Cl_2O_7 . Які з речовин є тільки окислювачами, тільки відновниками, і окислювачами і відновниками?
- Які сполуки і прості речовини можуть виявляти тільки окисні властивості? Виберіть такі речовини із запропонованого переліку: NH_3 , CO , SO_2 , K_2MnO_4 , Cl_2 , HNO_2 .
- Вказати, які з перерахованих реакцій відносяться до окисно-відновних:
 - $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{RbOH} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{SRb}_2\text{SO}_4$
 - $2\text{Rb} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{RbOH} + \text{H}_2$
 - $2\text{CuI}_2 = 2\text{CuI} + \text{I}_2$
 - $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Br}_2 = 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 2\text{KBr}$
- Серед наведених перетворень вказати реакції дисмутації:
 - $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} + \text{O}_2$



5. До яких продуктів може бути окислена вода:

а) до O_2 і H^+ ; б) до OH^- і H_2 ; в) до 2OH^- ?

6. У яких із зазначених схем кисень виконує функції відновника:



5. Складіть рівняння напівреакцій та розставте коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

6. Чому азотиста кислота може проявляти як окисні, так і відновні властивості? Складіть рівняння реакцій HNO_2 : а) з бромною водою; б) з HI ; в) з KMnO_4 . Яку функцію виконує азотиста кислота у цих реакціях?

7. Розставте коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$.

Вкажіть окислювач і відновник.

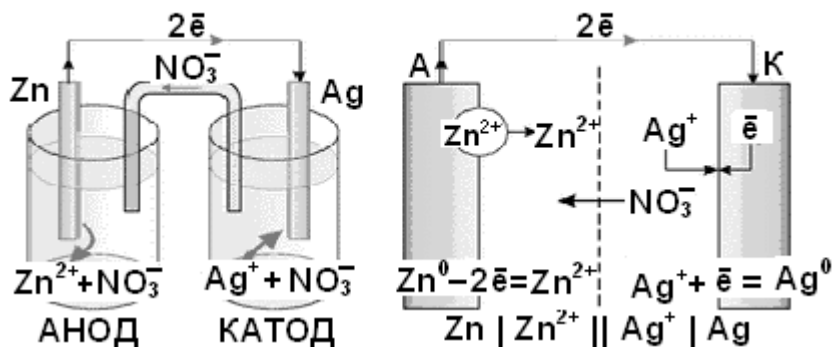
8 Підберіть коефіцієнти іонно-електронним методом у реакції: $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

7.2. ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОЇ ЕНЕРГІЇ

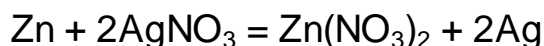
Якщо ОВР здійснити так, щоб процеси окислення і відновлення були просторово розділені, і створити можливість переходу електронів від відновника до окислювача по провіднику першого роду (по зовнішньому ланцюгу), то в зовнішньому ланцюзі виникне спрямоване переміщення електронів – електричний струм. При цьому хімічна енергія ОВР перетвориться на електричну енергію. Пристрій, в якому здійснюється таке перетворення, називають хімічним джерелом електричної енергії, або *гальванічним елементом*.

Будь-який гальванічний елемент складається з двох електродів – металів, занурених у розчини електролітів; які сполучаються один з одним зазвичай крізь пористу перегородку. Електрод, на якому в ході ОВР відбувається процес окислення, називається *анодом*; електрод, на якому здійснюється відновлення – *катодом*.

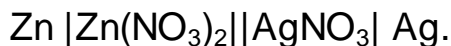
ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ І СХЕМА ЙОГО РОБОТИ



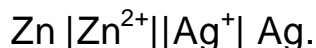
Схему гальванічного елемента, в основі роботи якого лежить ОВР



зазвичай зображають таким чином:

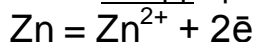


Цю ж схему гальванічного елемента можна представити в іонній формі:

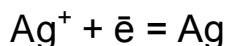


В схемах одна вертикальна риска позначає поверхню поділу між металом і розчином електроліту, а дві – пористу перегородку між електродами (або *електрохімічний ключ*).

У представленому гальванічному елементі метали беруть безпосередню участь в ОВР. На аноді цинк окислюється:

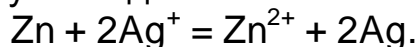


і у формі іонів переходить в розчин, а на катоді срібло відновлюється:



і його атоми осідають на поверхню металу катода.

Підсумовуючи рівняння електродних процесів (з урахуванням числа прийнятих і відданих електронів), отримуємо сумарне рівняння ОВР в іонному вигляді:

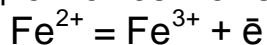


Метал електрода гальванічного елемента може не зазнавати змін в ході електродного процесу, а бере участь лише в передачі електронів від відновленої форми речовини до її окисленої форми. Так, у гальванічному елементі:

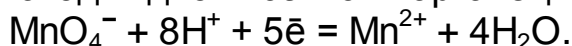


роль інертних електродів відіграє платина.

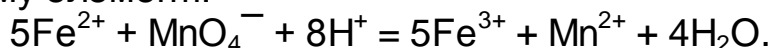
На платиновому аноді окислюється залізо (II):



а на платиновому катоді відновлюється марганець(VII):



Помноживши перше з цих рівнянь на п'ять і склавши з другим, отримуємо сумарне іонне рівняння ОВР, що відбувається у такому гальванічному елементі:



7.2.1. Електрорушійна сила гальванічного елемента

Максимальне значення різниці потенціалів між двома електродами гальванічного елемента називається *електрорушійною силою* (ЕРС) *хімічного джерела струму* (ХДС).

Якщо реакція здійснюється в стандартних умовах, тобто, якщо всі речовини, які беруть участь у реакції, перебувають у своїх стандартних станах, то ЕРС, що спостерігається при цьому, називається *стандартною електрорушійною силою* ΔE^0 даного гальванічного елемента.

При обчисленні ЕРС менший (в алгебраїчному сенсі) електродний потенціал віднімається від більшого потенціалу, тобто:

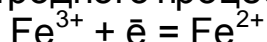
$$\Delta E^0 = E^0_{\text{катода}} - E^0_{\text{анода}}.$$

Залежність електродного потенціалу від концентрацій речовин в електроліті виражається *рівнянням Нернста*:

$$E = E^0 + \frac{2,3 \cdot RT}{z \cdot F} \cdot \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]},$$

тут E^0 – стандартний електродний потенціал металу (див. табл. 11 Додатків); R – газова стала, T – абсолютна температура; F – стала Фарадея (96500 Кл/моль); z – число електронів, що беруть участь в електродному процесі; $[\text{Ox}]$ і $[\text{Red}]$ – концентрації (або активності) речовин, які беруть участь у відповідній напівреакції в окисленій (Ox) і відновленій (Red) формах.

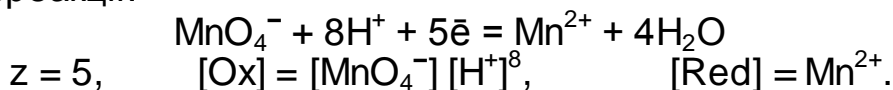
Наприклад, для електродного процесу:



маємо:

$$z = 1, \quad [\text{Ox}] = [\text{Fe}^{3+}], \quad [\text{Red}] = [\text{Fe}^{2+}];$$

для напівреакції:



У розбавлених розчинах концентрацію води $[\text{H}_2\text{O}]$ можна вважати постійною величиною і включити її в величину E^0 . При здійсненні процесу в стандартних умовах концентрація (активність) кожної речовини, яка бере участь в реакції, дорівнює одиниці, так що логарифмічний член рівняння Нернста обертається в нуль, отже

$$E = E^0.$$

Таким чином, стандартним електродним потенціалом (E^0) називається потенціал даного електрода при концентраціях

(активності) всіх речовин, що беруть участь у електродному процесі, рівних одиниці.

Стосовно до розглянутих вище прикладів електродних процесів рівняння Нернста, після підстановки в нього значень сталих R і F , набуває для $T = 25\text{ }^\circ\text{C}$ ($298\text{ }^\circ\text{K}$) такого вигляду:

Електрод	Електродний процес	Рівняння Нернста
Zn Zn ²⁺	Zn ²⁺ + 2ē ⇌ Zn	$E = E^\circ + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Zn}^{2+}]$
Ag Ag ⁺	Ag ⁺ + ē ⇌ Ag	$E = E^\circ + 0,059 \lg[\text{Ag}^+]$
Pt Fe ²⁺ , Fe ³⁺	Fe ³⁺ + ē ⇌ Fe ²⁺	$E = E^\circ + 0,059 \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$

В якості електрода порівняння, стандартний потенціал якого вважається рівним нулю, взято *стандартний водневий електрод*, у якому здійснюється процес:



при активності (концентрації) іонів водню, яка дорівнює одиниці (бо $\text{pH} = 0$), і парціальному тиску газоподібного водню, що дорівнює нормальному атмосферному тиску, умовно теж береться за одиницю.

Якщо, зберігаючи парціальний тиск H_2 постійним, змінити концентрацію (активність) іонів H^+ в розчині, то потенціал водневого електрода зміниться і не буде дорівнювати нулю, при $25\text{ }^\circ\text{C}$ його величина, як це впливає з рівняння Нернста, визначається виразом:

$$E = -0,059 \cdot \text{p}a_{\text{H}^+}$$

або без урахування коефіцієнта активності:

$$E = -0,059 \cdot \text{pH}$$

Зокрема, в нейтральних розчинах ($\text{pH} = 7$):

$$E = -0,059 \cdot 7 \approx -0,41\text{ В.}$$

У табл. 12 Додатків для ряду електрохімічних систем наведені значення стандартних електродних потенціалів E^0 , виміряних по відношенню до стандартного водневого електрода. Аналізуючи величини, наведені в таблиці, легко помітити, що:

чим менше (в алгебраїчному сенсі) значення E^0 , тим сильніше виражені відновні властивості відповідної електрохімічної системи;

і навпаки,

чим більше значення E^0 , тим більш сильними окисними властивостями характеризується система.

Приклад 5. Гальванічний елемент складається з металевого цинку, зануреного в 0,1М розчин нітрату цинку, і металевого свинцю, зануреного в 0,02М розчин нітрату свинцю. Обчислити ЕРС елемента, написати рівняння електродних процесів, скласти схему елемента.

Розв'язання. Щоб визначити ЕРС елемента, необхідно обчислити електродні потенціали. Для цього в табл. 12 Додатків знаходимо значення стандартних електродних потенціалів електродів системи:

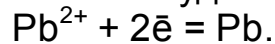


а потім розраховуємо значення електродних потенціалів E анода і катода за рівнянням Нернста:

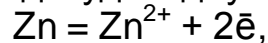
$$E_{\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,1 = -0,76 + 0,030 \cdot (-1) = -0,79 \text{ В}$$

$$E_{\text{Pb}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,02 = -0,13 + 0,030 \cdot (-1,7) = -0,18 \text{ В}$$

Оскільки ($E_{\text{Pb}} > E_{\text{Zn}}$), то на свинцевому електроді буде відбуватися відновлення, тобто він буде служити катодом:



На цинковому електроді буде відбуватися процес окислення



тобто цей електрод буде анодом.

Знаходимо ЕРС елемента: $E = E_{\text{Pb}} - E_{\text{Zn}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}$.

Схема розглянутого гальванічного елемента має такий вигляд:



Приклад 6. Обчислити потенціал срібного електрода в насиченому розчині AgBr ($\text{ДР} = 6 \cdot 10^{-13}$), який містить, крім того, 0,1 моль/л броміду калію.

Розв'язання. Запишемо рівняння Нернста для системи Ag^+/Ag :

$$E = E^0 + 0,059 \lg [\text{Ag}^+]$$

Значення E^0 для цього стандартного електрода становить (див. табл. 12 Додатків) 0,80 В. Оскільки бромід калію можна вважати повністю дисоційованим, то $[\text{Br}^-] = 0,1$ моль/л. Звідси знаходимо концентрацію іонів срібла:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{\text{ДР}_{\text{AgBr}}}{[\text{Br}^-]} = \frac{6 \cdot 10^{-13}}{0,1} = 6 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

Тепер підставляємо значення E^0 і $[\text{Ag}^+]$ в рівняння електродного потенціалу і розраховуємо потенціал срібного електрода:

$$\begin{aligned} E &= 0,80 + 0,059 \lg (6 \cdot 10^{-12}) = 0,80 + 0,059 (-12 + 0,78) = \\ &= 0,80 + 0,059 (-11,22) = 0,80 - 0,66 = 0,14 \text{ В} \end{aligned}$$

Приклад 7. Обчислити активність іонів H^+ в розчині, в якому потенціал водневого електрода дорівнює -82 мВ.

Розв'язання. З рівняння

$$E = -0,059 \cdot pa_{H^+}$$

знаходимо:

$$pa_{H^+} = -\frac{E}{0,059} = \frac{0,082}{0,059} = 1,39$$

Отже:

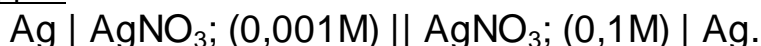
$$- \lg a_{H^+} = 1,39,$$

$$- \lg a_{H^+} = n - 1,39 = 2,61,$$

$$a_{H^+} = 0,041 \text{ моль/л}$$

Гальванічний елемент може складатись не лише з різних, але і з однакових електродів, занурених у розчини одного і того ж електроліту, які розрізняються тільки концентрацією (так звані *концентраційні гальванічні елементи*). Як і в розглянутих вище випадках, ЕРС такого елемента дорівнює різниці потенціалів складових його електродів.

Приклад 8. Визначити ЕРС гальванічного елемента:



В якому напрямку будуть переміщуватись електрони в зовнішньому ланцюзі при роботі цього елемента?

Розв'язання. Стандартний електродний потенціал системи Ag^+/Ag дорівнює $0,80$ В. Позначивши потенціал лівого електрода через E_1 , а правого – через E_2 знаходимо:

$$E_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,001 = 0,80 + 0,059 (-3) = 0,62 \text{ В},$$

$$E_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,80 - 0,59 = 0,74 \text{ В}.$$

Оскільки $E_1 < E_2$, то лівий електрод буде служити негативним полюсом гальванічного елемента і електрони будуть переміщуватися в зовнішньому ланцюзі від лівого електрода до правого.

Обчислюємо ЕРС гальванічного елемента:

$$E = E_2 - E_1 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}.$$

ЗАДАЧІ

(при розв'язанні завдань цього розділу в необхідних випадках слід користуватися таблицею стандартних електродних потенціалів (див. табл. 12 Додатків))

1. Розрахувати електродний потенціал пари Fe^{3+}/Fe , якщо відомі $E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0,44$ В і $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = +0,77$ В.

Відповідь: $E^\circ = -0,036$ В.

2. ЕРС елемента $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{HCl} | \text{AgCl} | \text{Ag}$ при 25°C дорівнює $0,322\text{ В}$. Чому дорівнює рН розчину HCl ?
Відповідь: $\text{pH} = 0,86$.
3. Розчинність $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ у воді при 25°C дорівнює $1,6 \cdot 10^{-8}$ моль/кг. Розрахувати (при 25°C) ЕРС елемента
 $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{HCl} (\text{pH} = 0) | \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 (\text{насичений р-р}) | \text{Cu}$.
Відповідь: $+0,12\text{ В}$.
4. Скласти схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь служила б катодом, а в іншому – анодом. Написати рівняння реакцій, що відбуваються при роботі цих елементів, і обчислити значення стандартних ЕРС.
5. В якому напрямку будуть переміщатися електрони в зовнішньому ланцюзі таких гальванічних елементів:
 - а) $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$;
 - б) $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$;
 - в) $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$,
 якщо концентрації всіх розчинів електролітів рівні 1 М ? Який метал буде розчинятися в кожному з цих випадків?
6. Гальванічний елемент складається зі срібного електрода, зануреного в 1 М розчин AgNO_3 , і стандартного водневого електрода. Написати рівняння електродних процесів і сумарної реакції, що відбувається при роботі елемента. Чому дорівнює його ЕРС?
7. ЕРС гальванічного елемента, що складається зі стандартного водневого електрода і свинцевого електрода, зануреного в 1 М розчин солі свинцю, дорівнює 126 мВ . При замиканні елемента електрони в зовнішньому ланцюзі переміщуються від свинцевого до водневого електрода. Чому дорівнює потенціал свинцевого електрода? Скласти схему елемента. Які процеси протікають на його електродах?
8. Розрахувати електродні потенціали магнію в розчинах його солі при концентраціях іона Mg^{2+} $0,1$; $0,01$ і $0,001$ моль/л.
9. Обчислити потенціал водневого електрода, зануреного:
 - а) в чисту воду;
 - б) в розчин з $\text{pH} = 3,5$;
 - в) в розчин з $\text{pH} = 10,7$.
10. Потенціал водневого електрода в деякому водному розчині дорівнює -118 мВ . Обчислити активність іонів H^+ в цьому розчині.
11. Обчислити потенціал свинцевого електрода в насиченому розчині PbBr_2 , якщо $[\text{Br}^-] = 1$ моль/л, а $\text{ДР}(\text{PbBr}_2) = 9,1 \cdot 10^{-6}$.
12. ЕРС елемента, що складається з мідного і свинцевих електродів, занурених у 1 М розчини солей цих металів, дорівнює $0,47\text{ В}$. Чи зміниться ЕРС, якщо взяти $0,001\text{ М}$ розчини? Відповідь обґрунтувати (провести розрахунки).

13. Гальванічний елемент складений із стандартного цинкового електрода і хромового електрода, зануреного в розчин, що містить іони Cr^{3+} . При якій концентрації іонів Cr^{3+} ЕРС цього елемента буде дорівнювати нулю?
14. Які процеси відбуваються на електродах гальванічного елемента: $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} (\text{C}_1) || \text{Zn}^{2+} (\text{C}_2) | \text{Zn}$, де $(\text{C}_1 < \text{C}_2)$?
В якому напрямку переміщуються електрони в зовнішньому ланцюгу?
15. Гальванічний елемент складається з стандартного водневого електрода і водневого електрода, зануреного в розчин з $\text{pH} = 12$. На якому електроді водень буде окислюватися при роботі елемента, а на якому – відновлюватися? Розрахувати ЕРС елемента.
16. ЕРС гальванічного елемента, складеного зі двох водневих електродів, дорівнює 272 мВ. Чому дорівнює pH розчину, в який занурений анод, якщо катод занурений в розчин з $\text{pH} = 3$?
17. Є окислювально-відновлювальна система:

$$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$$
 При якому співвідношенні концентрацій окисленої і відновленої форм потенціал цієї системи дорівнює 0,28 В?
18. У яких випадках електродний потенціал залежить від pH розчину? Як зміняться при зростанні pH електродні потенціали таких електрохімічних систем:
- а) $\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{CrO}_2 + 4\text{OH}^-$;
 б) $\text{MnO}_4 + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$;
 в) $\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$?
- Відповідь обґрунтувати.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Основу водневого електрода становить платівка з:
- а) Fe; б) Ni;
 в) Pt; г) С.
2. Чому дорівнює потенціал водневого електрода при $\text{pH} = 10$:
- а) – 0,59 В; б) – 0,30 В;
 в) 0,30 В; г) 0,59 В?
3. На скільки зміниться потенціал цинкового електрода, якщо розчин солі цинку, в який він занурений, розбавити в 10 разів:
- а) зросте на 59 мВ,
 б) зменшиться на 59 мВ;
 в) зросте на 30 мВ;
 г) зменшиться на 30 мВ?

4. Водневий електрод занурений у розчин з $\text{pH} = 0$. На скільки зміниться потенціал електрода, якщо розчин нейтралізувати до $\text{pH} = 7$:
- збільшиться на 59 мВ,
 - збільшиться на 0,41 В;
 - зменшиться на 0,41 В;
 - зменшиться на 59 мВ?
5. Як зміниться ЕРС гальванічного елемента
- $$\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag},$$
- якщо в розчин, що містить іони свинцю, додати сірководень:
- збільшиться; б) зменшиться; в) залишиться незмінною?
6. Яким із запропонованих способів можна збільшити ЕРС гальванічного елемента:
- $$\text{Pt}, \text{H}_2 \mid \text{HCl} (C_1) \parallel \text{HCl} (C_2) \mid \text{H}_2, \text{Pt}:$$
- зменшити концентрацію HCl у катода;
 - зменшити концентрацію HCl у анода;
 - збільшити концентрацію HCl у катода;
 - збільшити концентрацію HCl у анода?
7. Чи можна скласти такий гальванічний елемент, у зовнішньому ланцюзі якого електрони переміщуються від електрода з більш позитивним стандартним потенціалом до електрода з більш негативним стандартним потенціалом? Дати пояснення.

7.3. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Електролізом називається сукупність процесів, які протікають при проходженні постійного електричного струму через систему (електролізер), що складається з двох електродів, занурених у розплав солі або розчин електроліту (див. схему).

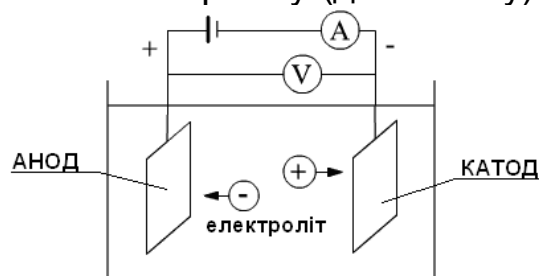
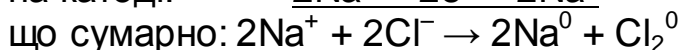
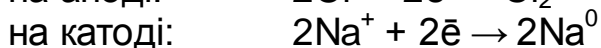


Схема електролізера – пристрою в якому здійснюють процес електролізу.

При електролізі розплаву солі, наприклад NaCl , на негативному електроді відбувається приєднання електронів іонами натрію Na^+ і їх відновлення. При цьому поблизу електрода концентрація іонів Na^+ зменшується і, внаслідок цього, до електрода переміщується додаткова кількість іонів Na^+ . Аналогічно відбувається міграція іонів

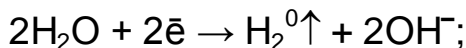
Cl⁻ до позитивного електрода, де в результаті віддачі електронів протікає процес окислення. Таким чином, на електродах йде накопичення продуктів окислення і відновлення.

Як і в гальванічному елементі, електрод, на якому при електролізі відбувається відновлення, називається *катодом*, а електрод, на якому здійснюється процес окислення – *анодом*. При електролізі розплаву NaCl протікають такі реакції:

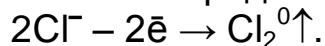


Складніше протікає електроліз електролітів у водних розчинах.

Так, наприклад, при електролізі водного розчину того ж хлориду натрію, на катоді відбувається відновлення не натрію, а води:



на аноді відбувається окислення хлорид-іонів:



Тобто, як видно з сумарної реакції: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{H}_2^0\uparrow + \text{Cl}_2^0\uparrow$, отримати натрій шляхом електролізу водного розчину NaCl не вдасться: на катоді виділяється водень, а на аноді хлор.

При електролізі водних розчинів солей процеси, що протікають на катоді і аноді, залежать від природи катіонів металів і характеру аніона солі.

Передбачити результат відновного процесу на катоді можна за допомогою таблиці стандартних електродних потенціалів металів (див. табл. 11 Додатків):

1. Катіони металів, які мають велику величину стандартного потенціалу і розташовані в ряду після водню (Cu^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ , Hg^{2+} , Pt^{2+} до Pt^{4+}) повністю відновлюються на катоді до металів;
2. Катіони металів, що мають малу величину стандартного потенціалу (від Li^+ , Na^+ ... до Al^{3+} включно) не відновлюються на катоді, натомість відбувається відновлення води;
3. Катіони металів, що мають середню величину стандартного потенціалу будуть відновлюватися на катоді разом з молекулами води: від Mn^{2+} , Zn^{2+} ... до H;
4. Якщо водний розчин містить суміш катіонів, то в першу чергу на катоді будуть відновлюватися метали з найбільш позитивним потенціалом, наприклад, із суміші Cu^{2+} , Ag^+ , Zn^{2+} спочатку відновиться Ag^+ ($E^\circ = +0,799$ В), потім Cu^{2+} ($E^\circ = +0,338$ В) і тільки потім Zn^{2+} ($E^\circ = -0,763$ В).

Електроліз можна проводити, застосовуючи нерозчинні (інертні) або розчинні (активні) аноди.

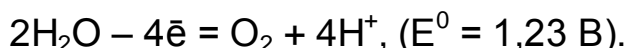
Розчинні аноди виготовляються з металів міді, срібла, цинку, нікелю та ін. Під час електролізу вони руйнуються і в вигляді іонів переходять в розчин, а електрони надходять в зовнішній ланцюг електролізера.

Інертні аноди при електролізі не руйнуються, а служать лише передавачами електронів – це платина, іридій, графіт, вугілля. Особливість процесу електролізу з такими електродами полягає в тому, що самі вони не надсилають електронів в зовнішній ланцюг, електрони прямують за рахунок окислення аніонів і молекул води, так:

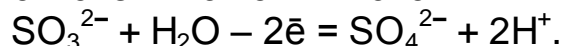
1. При електролізі безкисневих кислот та їх солей (виняток HF і фториди) на аноді окислюються їх аніони –



2. При електролізі кисневмісних кислот та їх солей с максимальним ступенем окислення кислотоутворюючого елемента, на аноді відбувається окислення води, в зв'язку з тим, що потенціал окислення води менший, ніж для таких аніонів:

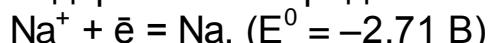


3. При електролізі кисневмісних кислот та їх солей з проміжним ступенем окислення кислотоутворюючого елемента, на аноді відбувається окислення аніонів кислот:

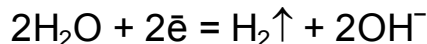


Приклад 9. Записати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину сульфату натрію з інертним анодом.

Розв'язання. Стандартний електродний потенціал системи

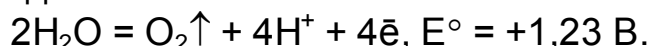


значно менший за потенціал водневого електрода в нейтральному водному середовищі (-0,41 В). Тому на катоді буде відбуватися електрохімічне *відновлення* води, що супроводжується виділенням водню:

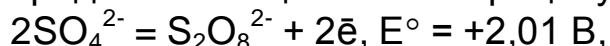


а іони Na^+ , що приходять до катода, будуть накопичуватися в прилеглий до нього частині розчину (у *катодному просторі*).

На аноді відбуватиметься електрохімічне *окислення* води, що призводить до виділення кисню:

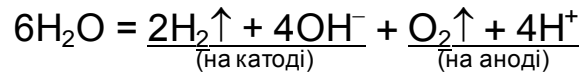


Окислення сульфат-аніонів на аноді не відбуватиметься, бо стандартний електродний потенціал такого процесу значно вищий:

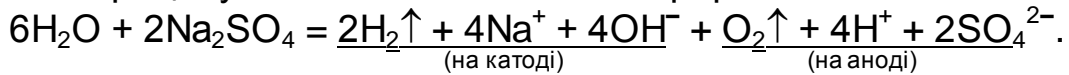


тому сульфат-аніони рухаються при електролізі до анода, та будуть накопичуватися в *анодному просторі*.

Множачи рівняння катодного процесу на два і складаючи його з рівнянням анодного процесу, отримуємо сумарне рівняння процесу електролізу:



Узявши до уваги, що одночасно відбувається накопичення іонів Na^+ в катодному просторі і іонів SO_4^{2-} в анодному просторі, сумарне рівняння процесу можна записати в такій формі:



Таким чином, одночасно з виділенням водню і кисню утворюється гідроксид натрію (в катодному просторі) і сірчана кислота (у анодному просторі).

Взаємозв'язок між кількістю речовини, яка виділяється при електролізі на електродах, і кількістю електрики, що пройшла через електролізер, встановлюють закони Фарадея.

Перший закон Фарадея.

Маси речовин (m), що виділилися на катоді або аноді (або накопичилися в катодному і анодному просторі), пропорційні кількості електрики (Q), що пройшла через розчин або розплав електроліта:

$$m = kQ,$$

де Q – кількість електрики або електричний заряд – це добуток сили струму на час протікання струму

$$Q = I \cdot \tau,$$

τ – тривалість протікання струму (в секундах),

I – сила постійного струму, яка не змінюється за час τ (в А).

k – коефіцієнт пропорційності або *електрохімічний еквівалент* – це кількість речовини, яка повинна виділитися під час електролізу на електроді при проходженні через електроліт одиниці кількості електрики. Електрохімічний еквівалент вимірюється у кг/Кл –

$$k = M/(z \cdot F),$$

M – молярна маса,

z – величина заряду іону цієї речовини (число електронів, яке бере участь в реакції окислення або відновлення під час електролізу);

F – стала Фарадея:

$$F = N_A \cdot e = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} = 96472 \approx 96500 \text{ Кл/моль};$$

Як бачимо, 1 Фарадей (1F \approx 26,8 ампер-годин) відповідає заряду 1 моль електронів або однозарядних іонів. Тобто, при пропущенні крізь електролізер заряду в 1 Фарадей на кожному електроді виділяється 1 моль однозарядних іонів. Для двозарядних

іонів – один моль речовин виділиться, якщо через електролізер пройде кількість електрики, рівна zF Кл/моль, а для z -зарядних іонів – zF Кл/моль. Отже, величина zF – це кількість електрики, яка необхідна для виділення при електролізі одного моля z -зарядних іонів – або, за сенсом, це *молярна кількість електрики*.

Наведемо результати розрахунку значень електрохімічних еквівалентів водню і кисню, стосовно до процесу електролізу води, (де $1/zF$ – фактор електрохімічного еквівалента):

Елемент	M, г/моль	z	$1/zF$, моль/Кл	k мг/Кл	k мг/А-год	Приклад застосування
Водень (H)	1,0079	1	10,364	0,0104	0,0376	Електроліз води
Кисень (O)	15,999	2	5,1821	0,0829	0,298	

Другий закон Фарадея.

Однакові кількості електрики в процесі електролізу виділяють еквівалентні кількості різних речовин.

Тобто, щоб на електроді виділився один моль будь-якого z -зарядного іону необхідно докласти молярну кількість електрики.

$$n_i = \frac{m_i}{M_i} = \frac{Q}{z_i \cdot F}$$

Другий закон Фарадея тотожний закону еквівалентів і його формулювання можна записати так –

відношення мас речовин, які зазнали перетворення на електродах при проходженні однакових електричних зарядів, дорівнює відношенню хімічних еквівалентів цих речовин:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}} = \frac{Q}{F}$$

Таким чином, об'єднуючи обидва закони Фарадея і з огляду на те, що частина електричної енергії (η) під час протікання процесу електролізу безповоротно втрачається, маси будь-якої речовини (m_i), що виділяється на електродах, можна розрахувати за формулою:

$$m_i = \eta \cdot \frac{M_i \cdot I \cdot \tau}{z \cdot F} = \eta \cdot \frac{E_{m_i} \cdot I \cdot \tau}{F}$$

де η – вихід за струмом.

При обчисленні об'ємів газів (V_i), що виділилися на електродах, рівняння законів Фарадея можна представити в такій формі:

$$V_i = \eta \cdot \frac{V_m \cdot I \cdot \tau}{z_i \cdot F} = \eta \cdot \frac{E_{V_i} \cdot I \cdot \tau}{F}$$

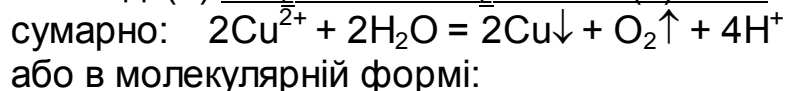
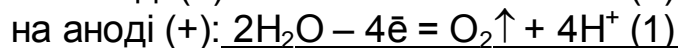
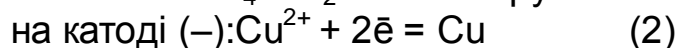
Наведемо приклад розв'язання розрахункового завдання з електролізу.

Приклад 10. Через електролізер з інертними електродами що містив водний розчин сульфату міді, пропускали протягом 1,5 годин струм силою 6А. Розрахуйте масу міді, яка осіла на катоді, об'єм кисню, що виділився на аноді, а також кількість сірчаної кислоти, яка накопичилась в розчині електроліту. Вихід по току (η – за рахунок втрати електрики в електролізері) складає 15%.

Дано: $I = 6\text{А}$,
 $\tau = 1,5 \cdot 3600 = 5400\text{ с}$,
 $F = 96\,500\text{ Кл/моль}$,
 $\eta = (1 - 0,15) = 0,85$.

Знайти:
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$,
 $m(\text{Cu})$,
 $V(\text{O}_2)$.

Розв'язання. Реакцію електролізу водного розчину CuSO_4 можна записати в такий спосіб: $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{ел. струм} \rightarrow$



Тобто, в ході електролізу може утворитись: 2 моль міді, 1 моль кисню та 2 моль сірчаної кислоти при кількості затраченої електрики $4F$ (оскільки в процесі бере участь $\pm 4\bar{e}$). Отже маємо:

$$\frac{n(\text{Cu})}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{1} = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \eta \cdot \frac{I \cdot \tau}{4F}$$

або в зручній для розрахунків формі:

$$\frac{m(\text{Cu})}{2 \cdot M(\text{Cu})} = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = 0,85 \cdot \frac{6 \cdot 5400}{4 \cdot 96500} = 0,07\text{ моль}$$

звідки знаходимо шукані величини:

$$m(\text{Cu}) = 2 \cdot M(\text{Cu}) \cdot 0,07 = 2 \cdot 63,5 \cdot 0,07 = 8,89\text{ г}$$

$$V(\text{O}_2) = V_m \cdot 0,07 = 22,4 \cdot 0,07 = 1,57\text{ л}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,07 = 0,14\text{ моль}$$

ЗАДАЧІ

при розв'язанні завдань цього розділу в необхідних випадках слід користуватися значеннями стандартних електродних потенціалів (табл. 11 та 12 Додатків)

1. Скласти рівняння процесів, що протікають при електролізі розплавів NaOH і NiCl_2 з інертними електродами.
2. Скласти схеми електролізу водних розчинів H_2SO_4 , CuCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ з платиновими електродами.
3. Написати рівняння електродних процесів, що протікають при електролізі водних розчинів BaCl_2 і KNO_3 з вугільними електродами.
4. Написати рівняння електродних процесів, що протікають при електролізі водних розчинів FeCl_3 і $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ з інертним анодом.
5. Скласти схеми електролізу водного розчину хлориду цинку, якщо:
 а) анод цинковий, б) анод вугільний.
6. Скласти схеми електролізу водного розчину сульфату міді. Якщо:

- а) анод мідний; б) анод вугільний.
7. У якій послідовності будуть виділятися метали при електролізі розчину, що містить з однаковою концентрацією сульфати нікелю, срібла, міді?
 8. Розчин містить іони Fe^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} і Pb^{2+} в однаковій концентрації. У якій послідовності ці іони будуть виділятися при електролізі, якщо напруга буде достатньою для виділення будь-якого металу?
 9. Скласти схему процесів, що відбуваються на мідних електродах при електролізі водного розчину KNO_3 .
 10. Є розчин, що містить KCl і $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Запропонувати найбільш простий спосіб отримання практично чистого KNO_3 .
 11. Нікель у ряду напруг розташований до водня. Пояснити, чому можливе електролітичне виділення нікелю з водних розчинів його солей.
 12. Неочищена мідь містить домішки срібла і цинку. Що станеться з цими домішками при електролітичному рафінуванні міді?
 13. При електролізі розчинів CuCl_2 на аноді виділилося 560 мл газу (умови нормальні). Знайти масу міді, що виділилася на катоді.
 14. Обчислити масу срібла, що виділився на катоді при пропущенні струму силою 6 А крізь розчин нітрату срібла протягом 30 хв.
 15. Скільки часу буде потрібно для повного розкладання 2 молей води струмом силою 2 А?
 16. Як електролітично отримати LiOH з солі літію? Яка кількість електрики необхідна для одержання 1 т LiOH ? Скласти схеми електродних процесів.
 17. Знайти об'єм кисню (у.н.), який виділиться при пропущенні струму силою 6 А протягом 30 хв. крізь водний розчин KOH .
 18. Знайти об'єм водню (у.н.), який виділиться при пропущенні струму силою в 3 А протягом 1 год крізь водний розчин H_2SO_4 .
 19. Яка кількість електрики буде потрібна для виділення з розчину:
а) 2 г водню, б) 2 г кисню?
 20. При електролізі водного розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, струмом силою 2 А маса катода збільшилася на 8 г. Протягом якого часу проводили електроліз?
 21. При електролізі водного розчину SnCl_2 на аноді виділилося 4,48 л хлору (умови нормальні). Знайти масу олова, що виділилась на катоді.
 22. За 10 хв. із розчину платинової солі струм силою 5 А виділив 1,517 г Pt . Визначити еквівалентну масу платини.
 23. Скільки грамів 30% розчину соляної кислоти буде потрібно для повної взаємодії із залізом, отриманим при електролізі розчину сульфату заліза(III) протягом 0,5 год при силі струму 10 А?

24. У процесі електролізу розплаву хлориду алюмінію, проведеного протягом 245 хв при силі струму 15 А, отримали чистий алюміній. Скільки грамів заліза можна отримати алюмінотермічним методом при взаємодії даної маси алюмінію з оксидом заліза (III)?
25. Скільки мл 12%-го розчину КОН густиною 1,111 г/мл потрібно для взаємодії з алюмінієм (з утворенням тетрагідроксідальюміната калію), отриманим електролізом розчину сульфату алюмінію протягом 300 хв. при силі струму 25 А?
26. Розплав хлориду натрію піддали електролізу при силі струму 20 А протягом 30 хв, а розплав хлориду калію піддали електролізу протягом 80 хв при силі струму 18 А. Обидва метали розчинили в 1 кг води. Знайдіть концентрацію лугів в отриманому розчині.

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Напишіть рівняння катодного і анодного процесів, а також сумарне рівняння електролізу розплаву і водного розчину карбонату натрію з платиновим анодом.
2. Напишіть рівняння катодного і анодного процесів, а також сумарне рівняння електролізу водного розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$:
 - а) з вугільним анодом;
 - б) зі свинцевим анодом.
3. Напишіть рівняння анодного і катодного процесів, а також сумарне рівняння електролізу розчину H_2SO_4 з інертним анодом.
4. Які продукти можна отримати при електролізі розчину SnSO_4 з графітовими електродами?
5. Складіть рівняння електродних реакцій, що протікають при електролізі з нерозчинними анодами: а) MgCl_2 ; б) MgCl_2 і ZnSO_4 . Розрахуйте, скільки виділиться хлору в літрах (н.у.) При проходженні через електролізер струму силою 5А протягом 3 годин.

Відповідь: $V(\text{Cl}_2) = 6,3$ л.

6. Складіть рівняння електродних реакцій, що протікають при електролізі розчину CuSO_4 з розчинним мідним анодом і нерозчинним графітовим анодом. Розрахуйте, скільки розчиниться міді на аноді при пропущенні струму силою 10 А протягом 3 годин.

Відповідь: $m(\text{Cu}) = 35,8$ г.

7. При електролізі солі тривалентного металу струм силою в 3 А протягом 2 годин виділив на катоді 4,18 г металу. Визначте, який це метал. Напишіть рівняння катодного та анодного процесів.

Відповідь: $M(\text{Me}) = 56$ г/моль, (Fe).

8. При рафінуванні міді струмом 4,5 А за 1,5 години виділяється 7,5 г міді. Розрахуйте вихід за струмом. Напишіть рівняння катодного і анодного процесів.

Відповідь: $\eta = 0,93$ (93%).

9. Знайдіть об'єм водню, який виділиться при пропущенні струму силою в 5 А протягом 3,5 год крізь водний розчин сірчаної кислоти. Напишіть рівняння анодного і катодного процесів.

Відповідь: $V(\text{H}_2) = 7,3$ л.

10. При електролізі однієї із сполук олова струм силою в 2,5 А за 20 хв виділив на електродах метал масою 0,9 г. Чому дорівнює валентність олова у цій сполуці?

Відповідь: $z(\text{Sn}) = 4$.

11. Який процес протікає при електролізі водного розчину хлориду олова (II) на олов'яному аноді:

а) $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$; б) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$; в) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$?

12. Скільки часу буде потрібно на електроліз розчину KCl при силі струму 5 А, щоб виділити хлор об'ємом 11,2 л (н.у.), якщо вихід за струмом становить 90%? Напишіть рівняння анодного та катодного процесів, а також сумарне рівняння електролізу.

Відповідь: $\tau = 5,95$ години.

13. При електролізі водного розчину сульфату нікелю (II) на аноді протікає процес: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$. З якого матеріалу зроблений анод?

а) з нікелю, б) з міді, в) із золота?

14. При електролізі водного розчину сульфату калію значення рН розчину в приелектродному просторі зросло. До якого полюса джерела струму приєднаний електрод:

а) до позитивного, б) до негативного?

15. При електролізі водного розчину солі значення рН в приелектродному просторі одного з електродів зросло. Розчин якої солі піддався електролізу: а) KCl, б) CuCl_2 ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

16. При електролізі водного розчину NaOH на аноді виділилося 2,8 л кисню (умови нормальні). Скільки водню виділилося на катоді:

а) 2,8 л, б) 5,6 л; в) 11,2 л, г) 22,4 л?

17. При електролізі розчину хлориду міді (II) маса катода збільшилася на 3,2 г. Що сталося при цьому на мідному аноді:

а) виділилося 0,112 л Cl_2 ,

б) виділилося 0,56 л O_2 ;

в) перейшло в розчин 0,1 моль Cu^{2+} ;

г) перейшло в розчин 0,05 моль Cu^{2+} ?

7.4. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

Слово *корозія* походить від латинського «*corrodere*», що означає *роз'їдати*. Хоча корозію найчастіше пов'язують з металами, але їй піддаються будь-які матеріали – камені, пластмаси, дерево тощо. Корозія металів спричиняється ОВР, в результаті яких метали переходять в окислену форму і втрачають свої властивості, що призводить до непридатності металеві матеріали та вироби з них.

Корозія – це мимовільний процес, що виникає унаслідок термодинамічної нестійкості системи, що утворюється при контакті поверхні металу з компонентами навколишнього середовища. Однак, не виключено, що корозія може проникнути і розвинути в об'ємі (товщі) металу.

З точки зору механізму корозійного процесу можна виділити два найбільш поширені типи руйнування металів – *хімічну* і *електрохімічну корозію*.

7.4.1. Хімічна корозія металів

Цей тип корозії металів є результатом протікання ОВР, в яких після руйнування металевого зв'язку, атоми металу і атоми що входять до складу окислювачів, утворюють хімічний зв'язок. Хімічна корозії притаманна середовищам, які не здатні проводити електричний струм – це сухі гази (кисень, сірководень, сірчистий газ, оксид азоту та ін.) і рідкі неелектроліти (спирти, бензин з домішками хлору, бензол, нафта та нафтопродукти, що містять домішки сірки тощо).

Прагнення металів перейти з металевого в іонний стан характеризується величиною зменшення ізобарно-ізотермічного потенціалу (ΔG°) і становить сутність процесів хімічної корозії.

У табл. 7.4. наведені дані щодо зміни енергії Гіббса для реакцій переходу металу в іонний стан при взаємодії їх з киснем. Позитивне значення зміни вільної енергії системи вказує на неможливість мимовільного протікання реакцій іонізації. В природних умовах золото, платина, іридій і паладій є термодинамічно стійкими.

Дані табл. 7.4. дають лише наближену характеристику металів. Залежно від корозійної обстановки термодинамічна стійкість металу може в значній мірі змінюватися. Наприклад, в розчинах азотної кислоти алюміній і хром стійкіше міді. А в розчинах лугів магній більш стійкий, ніж алюміній або цинк, що можна пояснити утворенням поверхневих захисних плівок.

Таблиця 7.4.

Зміни енергії Гіббса утворення оксидів ($\Delta G_{\text{утв.}}(\text{Me}_x\text{O}_y)$)
при атмосферній корозії металів (25 °С, 100 кПа)

(за даними: <http://www.tehnoinfo.ru/>)

Реакція	$\Delta G_{\text{утв.}}(\text{Me}_x\text{O}_y)$, кДж/г-екв.	Реакція	$\Delta G_{\text{утв.}}(\text{Me}_x\text{O}_y)$, кДж/г-екв.	Реакція	$\Delta G_{\text{утв.}}(\text{Me}_x\text{O}_y)$, кДж/г-екв.
$\text{K} \rightleftharpoons \text{K}^+$	-360,9	$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	-127,3	$\text{Ag} \rightleftharpoons \text{Ag}^+$	-8,51
$\text{Ca} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}$	-356,3	$\text{Cd} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+}$	-117,2	$\text{Pd} \rightleftharpoons \text{Pd}^{2+}$	+16,54
$\text{Na} \rightleftharpoons \text{Na}^+$	-340,3	$\text{Co} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	-105,5	$\text{Ir} \rightleftharpoons \text{Ir}^{3+}$	+17,84
$\text{Mg} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}$	-307,3	$\text{Ni} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+}$	-102,6	$\text{Pt} \rightleftharpoons \text{Pt}^{2+}$	+36,0
$\text{Al} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}$	-239,5	$\text{Sn} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	-91,8	$\text{Au} \rightleftharpoons \text{Au}^{3+}$	+65,73
$\text{Mn} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}$	-192,2	$\text{Pb} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}$	-90,9		
$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}$	-153,6	$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}$	-46,14		
$\text{Cr} \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}$	-150,3	$\text{Hg} \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{Hg}^{2+}$	-9,42		

Крім того, на процес іонізації металу впливає температура і тиск. Тому, для висновку про можливість здійснення корозійного процесу, при зміні параметрів корозійної обстановки, необхідно визначити знак зміни енергії Гіббса.

У зв'язку з цим відзначимо, що для значної кількості металів з підвищенням температури слід очікувати зниження термодинамічної ймовірності процесу їх окислення. Це саме можна сказати і до утворення солей металів.

При хімічній корозії швидкість руйнування металу пропорційна швидкості хімічної реакції і тій швидкості, з якою окислювач проникає крізь плівку продукту корозії, що покриває його поверхню і може захищати їх від подальшого розвитку корозії. Суцільність (цілісність) такої плівки характеризують величиною фактора Піллінга-Бедвордса (α), який дозволяє оцінити умову здатності оксидної плівки металу перешкоджати розвитку хімічної корозії в товщу металу:

молекулярний об'єм сполуки, що є продуктом взаємодії металу та окислювача (V_{ox}), повинен бути більший від об'єму металу (V_{Me}), який пішов на утворення продукту корозії –

$$\alpha = V_{\text{ox}} / V_{\text{Me}}$$

Зазвичай величину такого чинника визначають за формулою:

$$\alpha = M_{\text{ox}} \cdot \rho_{\text{Me}} / (n \cdot A_{\text{Me}} \cdot \rho_{\text{ox}}),$$

де M_{ox} – молярна маса оксиду, що утворився; ρ_{Me} – густина металу; n – число атомів металу в молекулі оксиду; A_{Me} – атомна маса металу; ρ_{ox} – щільність оксиду.

Оксидні плівки, для яких $\alpha < 1$, не є суцільними і крізь них кисень легко проникає до поверхні металу. Такі плівки не захищають метал

від корозії. Вони утворюються при окисленні киснем лужних і лужноземельних металів (виключаючи берилій).

Плівки, для яких $1 < \alpha < 2,5$ є суцільними і здатні захистити метал від корозії.

При значеннях $\alpha > 2,5$ умова суцільності Піллінга і Бедвордса порушується, внаслідок чого оксидні плівки не захищають метал від руйнування.

Приклад 1. Чи буде оксидна плівка, що утворюється на виробі з цинку, мати захисні від корозії властивостями?

Дано:

$$M_{(ZnO)} = 81,4 \text{ г/моль}$$

$$A_{(Zn)} = 65,4 \text{ г/моль}$$

$$n = 1$$

$$\rho_{(Zn)} = 7,13 \text{ г/см}^3$$

$$\rho_{(ZnO)} = 5,61 \text{ г/см}^3$$

Найти:

$$V_{(ZnO)} / V_{(Zn)} = ?$$

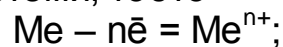
Розв'язання. Визначимо величину фактору

Піллінга-Бедвордса (α)

$$\alpha = V_{(ZnO)} / V_{(Zn)} = 81,4 \cdot 7,13 / (65,4 \cdot 1 \cdot 5,61) = 1,58$$

тобто $\alpha > 1$, а це значить, що оксидна плівка, що утворюється на Zn, має захисні властивості.

Слід знати, що суцільні плівки продуктів корозії не у кожному випадку припиняють взаємодію між металом і окислювачем, вони можуть, наприклад, взаємно розчинятися у плівці з одночасною іонізацією компонентів системи, тобто



Дифузія іонів і електронів в таких плівках (при мимовільному вирівнюванні концентрації) і електропровідність плівки (при наявності електричного поля, може виникнути спрямоване переміщення заряджених частинок), призведе в результаті до розвитку корозійного процесу, але вже за іншим механізмом – *електрохімічним*.

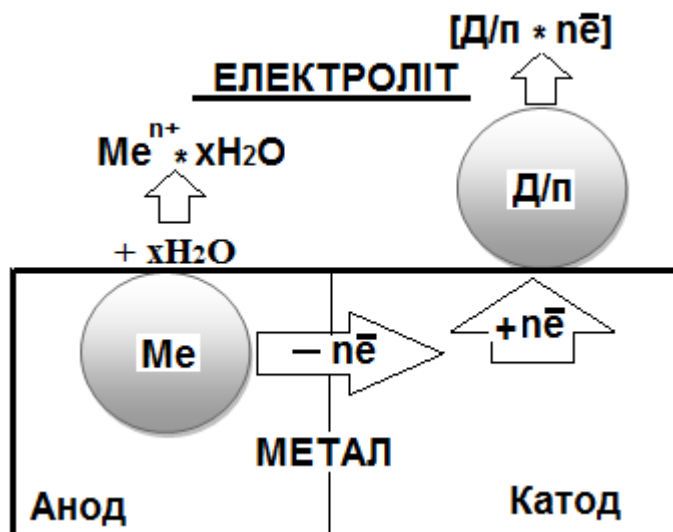
7.4.2. Електрохімічна корозія металів

Такий тип корозії є наслідком мимовільного руйнування металевих матеріалів в результаті електрохімічної взаємодії їх з навколишнім середовищем.

За електрохімічним механізмом кородують метали, що знаходяться в контакті з струмопровідними розчинами електролітів (наприклад, розчини солей, кислот, лугів, морська вода, атмосферна волога, яка зазвичай містить агресивні гази тощо).

Електрохімічна корозія є гетерогенним і багатостадійним процесом, у якому атом металу покидає кристалічні ґрати в результаті анодної і катодної реакцій. При цьому поверхня металів

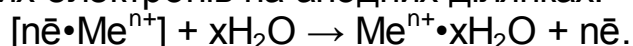
являє собою безліч локальних гальванічних елементів, роботу кожного з них можна представити такою схемою:



На схемі показано, що на анодній ділянці гальванічного елемента, метал у вигляді гідратованих іонів переходить в розчин, а на катодній – електрони, що утворилися при анодному процесі, зв'язуються окислювачем. Процес відведення електронів з катодних ділянок має назву *деполяризація*, а речовини (окислювачі), що сприяють відведенню електронів, називають *деполяризаторами* (на схемі позначено – «Д/п»). Тут, на відміну від хімічного механізму корозії, окислювач не утворює з металом хімічний зв'язок, а відіграє роль «збирача» валентних електронів металу і, тим самим, забезпечує перехід металу в іонний стан.

Отже, процес електрохімічної корозії металу складається з трьох стадій:

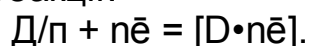
1. Анодний процес – перехід гідратованих іонів металу в електроліт і утворення вільних електронів на анодних ділянках:



Анодний процес, у разі відсутності інших процесів, може швидко припинитися. Накопичення вільних електронів в металі і катіонів в розчині спричинить зміщення потенціалу в негативну сторону (відбудеться поляризація аноду) і процес корозії зупиниться, тому що встановиться динамічна рівновага на межі поділу фаз.

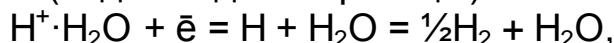
2. Процес переходу електронів по металу від анодних ділянок до катодних, що буде супроводжуватися переміщенням складових електроліту – катіонів і аніонів та зміщенням рівноваги в бік розчинення металу, тобто корозії;

3. Катодний процес – зв'язування електронів іонами або молекулами розчину електроліту (деполяризаторами), які здатні до відновлення на катодних ділянках по реакції:

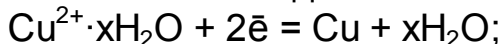


Катодні процеси деполяризації при електрохімічній корозії металів можуть здійснюватися за допомогою:

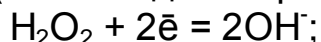
1) іонів гідроксонію (воднева деполяризація):



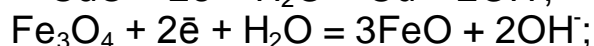
або, наприклад, гідратованих іонів міді



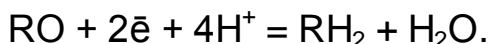
2) нейтральних молекул (киснева деполяризація):



3) нерозчинних плівок:



4) органічних сполук:



Частіше протікає корозія металів з водневою або кисневою деполяризацією. Причому, який саме катодний процес пройде, істотно залежить від активної реакції середовища (рН) і потенціалу кородуючого металу та особливостей корозійної ситуації, а саме, від присутності в корозійній системі деполяризатора – катіонів водню (води) або кисню. У кислому середовищі без доступу кисню слід очікувати водневу деполяризацію, в атмосферних умовах – кисневу, в лужному середовищі без доступу кисню – водневу. В табл. 7.5. наведені можливі катодні реакції та їх стандартні потенціали (E°) при різних рН.

Таблиця 7.5.

Катодні реакції при корозії з водневою і кисневою деполяризацією в залежності від рН середовища

рН	Катодні реакції при	E° , В
водневої деполяризації		
< 7	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,000
≥ 7	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,826
кисневої деполяризації		
< 7	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
≥ 7	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,401

За термодинамічною стійкістю до електрохімічної корозії всі метали можна поділити на 4 групи (табл. 7.6.), які визначаються величинами їх стандартних електродних потенціалів E° (див. табл. 11 Додатків).

Таблиця 7.6.

Класифікація металів за корозійної активності
і термодинамічної стійкості до корозії

група	Метали	$E^\circ, \text{В}$	Корозійна активність металів	Термодинамічна стійкість металів до корозії
I	Li/Li ⁺ Cd/Cd ²⁺	-3,045 -0,404	активні – можуть кородувати навіть в нейтральних водних середовищах, які не містять кисень або інші окислювачі	високо нестійкі
II	In/In ³⁺ H ⁺ /H ₂	-0,338 0,000	середнє активні – кородують в кислих середовищах, але стійкі в нейтральних, якщо ті не містять кисень	нестійкі
III	Sb/Sb ³⁺ Rh/Rh ³⁺	+0,240 +0,800	малоактивні – стійкі до корозії в нейтральних і кислих середовищах, що не містять кисень або інші окислювачі	проміжна стійкість
IV	Pd/Pd ²⁺ Au/Au ⁺	+0,915 +1,691	неактивні – піддаються корозії лише в кислих середовищах, що містять сильні окислювачі	високо стійкі

Мимовільне протікання електрохімічного корозійного процесу можливо, якщо ізобарно-ізотермічний потенціал його менше нуля:

$$\Delta G < 0.$$

Для електрохімічних реакцій вільна енергія Гіббса розраховується за рівнянням:

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

де $\Delta E = E_K - E_A$.

Зрозуміло, що корозія металу матиме місце за умови:

$$E_A = E_{Me} < E_K(D/n).$$

Корозія металу прискорюється або сповільнюється при його контакті з іншими металами. При поясненні корозійного процесу необхідно використовувати ряд напруг металів (табл. 11 Додатків). Чим далі один від одного метали знаходяться в цьому ряду, тим більша електрорушійна сила виникає між ними корозійного гальванічного елемента (ΔE), а отже, термодинамічна ймовірність процесу корозії збільшується.

Термодинамічну можливість електрохімічної корозії оцінюють шляхом порівняння стандартного потенціалу металу з потенціалом процесу деполяризації. Величини стандартних потенціалів водневої ($E_K(H_2)$) і кисневої ($E_K(O_2)$) деполяризації розраховують за формулою:

$$E_K(H_2) = -0,059 \cdot \text{pH}$$

або

$$E_{\text{к}}(\text{O}_2) = 1,23 - 0,059 \cdot \text{pH}.$$

Наведемо приклад розв'язання розрахункового завдання щодо визначення можливості протікання корозійного процесу.

Приклад 2. Визначити можливість корозії для гальванічної пари алюміній-нікель, що знаходиться в кислому середовищі (pH → 0) при н.у. без доступу кисню повітря; вказати полярність електродів; обґрунтувати вид деполяризації; скласти схему корозійного елементу; записати рівняння катодного і анодного процесів та сумарної реакції корозії.

Розв'язання.

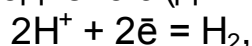
1. В табл. 11 Додатків знайдемо значення стандартних потенціалів алюмінію і нікелю:

$$E^\circ(\text{Al}) = -1,660 \text{ В},$$

$$E^\circ(\text{Ni}) = -0,234 \text{ В}.$$

Нікель має в порівнянні з алюмінієм більший потенціал, отже, в гальванічній парі нікель має бути катодом, а алюміній – анодом.

2. У кислому середовищі (pH < 7) без доступу кисню деполяризація буде водневою (див. табл. 7.5.):



розрахуємо величину потенціалу реакції деполяризації –

$$E^\circ_{\text{к}}(\text{H}_2) = -0,059 \cdot \text{pH} = -0,059 \cdot 0 = 0,00 \text{ В}.$$

3. У відповідності з класифікацією металів, що наведена в табл. 7.6., алюміній і нікель входять в I і II групи.

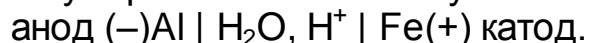
Отже, термодинамічне можлива корозія обох металів з водневою деполяризацією:

$$\Delta G(\text{Al}) = -n \cdot F \cdot \Delta E = -3 \cdot 96500 \cdot (0 - (-1,660)) = -480,570 \text{ кДж},$$

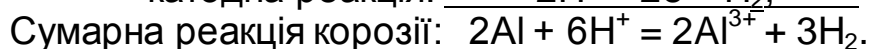
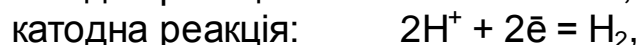
$$\Delta G(\text{Ni}) = -n \cdot F \cdot \Delta E = -2 \cdot 96500 \cdot (0 - (-0,234)) = -45,162 \text{ кДж}.$$

Фактично, також можлива корозія обох металів, тому що вони нестійкі в кислотах (див. табл. 7.6.). Однак, алюміній більш корозійне активний (I група); нікель (II група) відноситься до середньо активних.

4. Складемо схему корозійного елементу:



5. Запишімо рівняння катодного і анодного процесів для гальванічної пари алюміній-нікель в кислому середовищі без доступу кисню:



ЗАДАЧІ

1. Чому хімічно чисте залізо є більш стійким проти корозії, ніж технічне залізо? Складіть рівняння анодного і катодного процесів, що відбуваються при корозії технічного заліза у вологому повітрі і в азотній кислоті.
2. На сталеву пластинку помістили краплю води. Чому після її висихання залишається пляма іржі? Складіть схему корозійного елемента; запишіть рівняння катодного і анодного процесів та сумарної реакції корозії.
3. У насиченому киснем вологому середовищі контактують пластинки із заліза і вісмуту. Яка з пластинок буде кородувати? Відповідь обґрунтуйте і наведіть рівняння електрохімічної корозії.
4. У парі з Ві чи Mg нікель буде катодом, якщо вони попарно поміщені в розбавлену сірчану кислоту і з'єднані провідниками.
5. Корозійний елемент складається з заліза і цинку. Напишіть для нього рівняння електрохімічної корозії в насиченому киснем вологому середовищі.
6. Сплав містить залізо і нікель. Який з названих компонентів буде руйнуватися при електрохімічній корозії у вологій атмосфері? Наведіть рівняння анодного і катодного процесів.
7. Пластинки цинку і нікелю нещільно прилягають одна до одної. Які корозійні процеси при цьому будуть протікати: а) при вологій атмосфері; б) в кислому середовищі?
8. В якому випадку цинк кородує швидше: в контакті з нікелем, залізом або з вісмутом, якщо корозійні елементи будуть перебувати в розчині сірчаної кислоти? Відповідь поясніть. Напишіть для всіх випадків рівняння електрохімічної корозії.
9. Який з компонентів сплаву, що складається з магнію і марганцю, буде руйнуватися при електрохімічній корозії: а) в кислому середовищі; б) в кислому середовищі насиченому киснем? Наведіть рівняння анодного і катодного процесів корозії.
10. Виріб з цинку, вкритого плівкою олова, експлуатується у вологій атмосфері. Який з металів при порушенні цілісності покриття буде кородувати? Наведіть рівняння анодного і катодного процесів електрохімічної корозії.
11. Мідний виріб зібрали клепками з алюмінію. Який метал буде кородувати у вологій атмосфері? Відповідь обґрунтуйте.
12. Дві металеві пластини пофарбували: одну фарбою з алюмінієвою пудрою, а іншу – з бронзовою (сплав міді з оловом). Складіть схеми корозійних гальванічних елементів, які

утворюються при пошкодженні шару фарби. Яка фарба ефективніше захищає залізо від корозії?

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Оцинковане й луджене залізнi вiдра використовують для зберiгання води. Яке вiдро внаслідок корозії прийде в непридатність раніше? У відповіді наведіть схеми корозійних процесів й рівняння реакцій.
2. Для поліпшення зовнішнього вигляду й захисту від корозії залізо зазвичай покривають цинком, оловом, хромом, кадмієм, нікелем. Яке покриття найбільш надійно захищає залізо від корозії? Розмістіть метали в порядку убутання захисного ефекту. Для кожної з пар складіть схему і рівняння корозійних процесів у вологій атмосфері.
3. Залізний цвях помістили в розбавлений розчин сірчаної кислоти, в результаті почалося виділення бульбашок газу з поверхні. Після додавання сульфату міді газ став виділятися швидше, а після додавання фосфорної кислоти виділення газу припинилося. Обґрунтуйте спостережуване явище.
4. Визначити можливість корозії для гальванічної пари металів А і Б, що знаходиться при н.у. у вологому середовищі з рН (див. у таблиці), з доступом (+) або без доступу (–) кисню повітря.
Вказати: а) полярність електродів; б) обґрунтувати вид деполяризації; в) скласти схему корозійного елемента; г) записати рівняння катодного і анодного процесів та сумарної реакції корозії.

Варіант	Метали:		рН середовища	Доступ кисню
	А	Б		
1.	Al	Fe	1	+
2.	Al	Fe	1	–
3.	Al	Fe	7	+
4.	Al	Fe	7	–
5.	Al	Fe	14	+
6.	Al	Fe	14	–
7.	Ti	Cd	2	+
8.	Ti	Cd	2	–
9.	Ti	Cd	7	+
10.	Ti	Cd	7	–
11.	Ti	Cd	10	+
12.	Ti	Cd	10	–
13.	Mn	Co	3	+
14.	Mn	Co	3	–

15.	Mn	Co	7	+
16.	Mn	Co	7	-
17.	Mn	Co	11	+
18.	Mn	Co	11	-
19.	Zn	Ni	4	+
20.	Zn	Ni	4	-
21.	Zn	Ni	7	+
22.	Zn	Ni	7	-
23.	Zn	Ni	12	+
24.	Zn	Ni	12	-
25.	Cr	Sn	5	+
26.	Cr	Sn	5	-
27.	Cr	Sn	7	+
28.	Cr	Sn	7	-
29.	Cr	Sn	13	+
30.	Cr	Sn	13	-

8. Тема VI: КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ

Колоїдна хімія – розділ загальної хімії, який вивчає дисперсні системи і поверхневі явища, що виникають на межі поділу фаз. Мета досліджень в колоїдній хімії – розвиток наукових основ управління утворенням, властивостями і руйнуванням дисперсних систем. Об'єктами досліджень цієї науки є різноманітні колоїдні розчини.

Колоїдні системи складаються з безперервного (суцільного) середовища і дискретної фази. Якщо безперервне середовище – газ, то дискретна фаза може складатися з твердих частинок або крапель рідини, або з того й іншого. Якщо суцільне середовище – рідина, то дискретна фаза може складатися з твердих частинок, бульбашок газу або крапель рідини (емульсії), які не змішуються з суцільною рідкою фазою.

Суцільне середовище в колоїдній хімії має назву *дисперсійне середовище*, а дискретна фаза – *дисперсна фаза*.



Колоїдний розчин – це система, в якій хоча б одна речовина знаходиться в колоїдному стані, тобто роздроблена до дуже маленьких частинок (10^{-7} – 10^{-5} см), невидимих в оптичний мікроскоп, але які є самостійною термодинамічною фазою.

Звідси випливає, що колоїдний розчин має дві відмітних ознаки: *гетерогенність* і *дисперсність* (роздрібненість).

Гетерогенність означає, що система складається як мінімум з двох фаз, дисперсність – що одна з них є роздробленою. Фаза вважається дисперсною, якщо речовина в ній роздроблена хоча б в одному вимірі (за довжиною, шириною або висотою), що призводить до різкого збільшення поверхні розділу фаз.

Сучасна колоїдна хімія вивчає не тільки колоїдні розчини, а й усі дисперсні системи, в яких розміри частинок не перевищують 10^{-2} см.

Виділяючи особливості дисперсних систем, необхідно насамперед відзначити наступне:

1. Наявність великої питомої поверхні зумовлює те, що визначальними є *властивості поверхні*, а не самої частинки; характерними є процеси, що протікають на *поверхні*, а не всередині фази;
2. Дисперсні системи є *термодинамічно не стійкими* системами, тому що їх утворення супроводжується збільшенням вільної енергії системи (потребує витрати енергії ззовні);
3. Відносна стійкість колоїдних розчинів досягається, як правило, у присутності спеціальних речовин – *стабілізаторів*.
4. Відсутня суворе відтворюваність дисперсної системи.

За агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища, яке може бути рідким (Р), твердим (Т) і газоподібним (Г), розрізняють 9 видів дисперсійних систем:

- 1) якщо дисперсійне середовище рідина, то дисперсна фаза в ній може знаходитися в трьох станах: твердому, рідкому, газоподібному. Тобто можливо існування Т/Р (золі, суспензії, гелі, пасти), Р₁/Р₂ (емульсії), Г/Р (газові емульсії, піни – аерозолі);
- 2) якщо дисперсійне середовище знаходиться у твердому стані, то можливо існування таких систем: Т₁/Т₂ (тверді золі, сплави, конструкційні матеріали), Р/Т (тверді емульсії, пористі тіла), Г/Т (тверді піни, пористі тіла);
- 3) якщо дисперсійне середовище в газоподібному стані, то можуть утворюватися такі дисперсні системи: Т/Г (дим, пил), Р/Г (туман), Г/Г (беручи до уваги, що газу необмежено розчиняються один в одному, системи такого типу зазвичай не розглядаються, хоча в газовому середовищі можливі гетерогенні утворення в результаті відхилення густини (флуктуації) в гомогенному середовищі).

Дисперсні системи мають великий запас поверхневої енергії, тобто високий термодинамічний потенціал. Згідно з другим законом термодинаміки, вони схильні до скорочення площі поверхні поділу

фаз, це призводить до мимовільного злипання (злиття) частинок дисперсної фази і до поділу фаз – розшаровування системи.

8.1. ДИСПЕРСНІСТЬ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ

Властивості дисперсних (колоїдних) систем в основному визначаються їх дисперсністю (подрібненням дисперсної фази) і значною мірою залежать від агрегатного стану фаз, з яких вони утворені.

Мірою роздробленості дисперсної системи можуть служити дві величини:

1) *поперечний розмір* частинок a (м), або зворотна йому величина:

$$D = 1/a = (\text{м}^{-1}),$$

яка має назву *дисперсність*,

2) *питома поверхня* $S_{\text{пит.}}$, тобто міжфазна поверхня, що припадає на одиницю об'єму (маси) дисперсної фази.

Обидві ці величини взаємопов'язані.

Наприклад, чим менший розмір частинок, тим більша дисперсність або питома поверхня, і навпаки – у міру зростання дисперсності збільшується і питома поверхня, яка припадає на одиницю об'єму:

$$S_{\text{пит.}} = S_{1,2} / V = (\text{м}^2/\text{м}^3),$$

де $S_{1,2}$ – поверхня між фазами 1 і 2;

V – сумарний об'єм дисперсної фази.

Частише під величиною питомої поверхні ($S_{\text{пит.}}$) розуміють відношення загальної поверхні роздробленої речовини до її маси.

$$S_{\text{пит.}} = S_{1,2} \cdot n / (m \cdot n) = (\text{м}^2/\text{кг}),$$

де $S_{1,2}$ – площа поверхні однієї частинки, м^2 ;

n – число частинок в системі;

m – маса однієї частинки, кг ($m = \rho \cdot v$);

ρ – густина речовини, з якої утворені частинки, $\text{кг}/\text{м}^3$;

v – об'єм частинки, м^3 .

Для сферичної частинки радіуса r :

$$S_{\text{пит.}} = \frac{3}{r \cdot \rho} = (\text{м}^2/\text{кг}),$$

Приклад 1. Дисперсність емульсій, отриманих при ручному і машинному збиванні, відповідно становить:

$$D_{\text{руч.}} = 4,95 \cdot 10^4 \text{ м}^{-1} \quad \text{і} \quad D_{\text{маш.}} = 2,35 \cdot 10^5 \text{ м}^{-1}.$$

Визначте питому поверхню дисперсної фази і діаметр крапель масла в емульсіях при ручному і механічному збиванні, якщо густина масла $\rho = 1,05 \cdot 10^3 \text{ кг}/\text{м}^3$.

Розв'язання. Згідно з визначенням, дисперсність (D) – це величина, зворотна мінімальному розміру частинок дисперсної фази. Якщо частинки мають сферичну форму, то дисперсність обернено пропорційна їх діаметру (d):

$$D = 1/d.$$

Отже, діаметри крапель при ручному і машинному збиванні будуть дорівнювати:

$$d_{\text{руч.}} = 1/D = 4 \cdot 10^{-5} \text{ м},$$

$$d_{\text{маш.}} = 8,5 \cdot 10^{-6} \text{ м}.$$

Для сферичної частинки емульсії масла радіуса r :

$$V = 4\pi r^3 / 3,$$

$$S_{1,2} = 4\pi \times r^2,$$

$$S_{\text{пит.}} = \frac{4\pi r^2 \cdot n}{\frac{4}{3}\pi \cdot r^3 \cdot n \cdot \rho} = \frac{3}{r \cdot \rho} = \frac{6}{d \cdot \rho},$$

звідки питомі поверхні при ручному і машинному збиванні будуть дорівнювати:

$$S_{\text{пит.руч.}} = \frac{6}{d \cdot \rho} = \frac{6}{4 \cdot 10^{-5} \cdot 1,05 \cdot 10^3} = 142,8$$

$$S_{\text{пит.маш.}} = \frac{6}{d \cdot \rho} = \frac{6}{8,5 \cdot 10^{-6} \cdot 1,05 \cdot 10^3} = 672,3$$

Відповідь: $d_{\text{руч.}} = 4 \cdot 10^{-5} \text{ м},$ $S_{\text{пит. руч.}} = 142,8 \text{ м}^2/\text{кг};$
 $d_{\text{маш.}} = 8,5 \cdot 10^{-6} \text{ м},$ $S_{\text{пит. маш.}} = 672,3 \text{ м}^2/\text{кг}.$

ЗАДАЧІ

1. На пакетах молока зазначено, що вміст жиру становить 3,2%. Визначити об'єм дисперсної фази в упаковці місткістю 1 літр і чисельну концентрацію дисперсної фази, якщо діаметр жирових крапель дорівнює 85 мкм. Чому дорівнює чисельна концентрація жирових крапель в розрахунку на 1 м^3 .
 2. На упаковці сметани, зазначено, що вміст жиру становить 15%. Визначити об'єм дисперсної фази ($V_{\text{д.ф.}}$) в упаковці місткістю 0,5 л і чисельну концентрацію ($n_{\text{ч.}}$) дисперсної фази, якщо діаметр жирових крапель дорівнює $1 \cdot 10^{-6} \text{ м}$.
- Відповідь: $V_{\text{д.ф.}} = 75 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3,$ $n_{\text{ч.}} = 3 \cdot 10^{10} \text{ м}^{-3}.$
3. Чисельна концентрація пилу в повітрі робочих зон приміщень складає $1,44 \cdot 10^8 \text{ м}^{-3}$. Визначити масову концентрацію пилу, якщо середній діаметр частинок становить $3,6 \cdot 10^{-6} \text{ м}$, а їх густина $1,2 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.
- Відповідь: $3,37 \cdot 10^{-5} \text{ кг/м}^3.$
4. Діаметр крапель емульсії масла залежить від способу приготування. Так, при ручному збовтуванні він становить 20 мкм,

а при машинному перемішуванні 4 мкм. Визначити дисперсність, питому поверхню дисперсної фази, а також ставлення цих величин, якщо густина масла дорівнює $1,1 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.

5. Масова концентрація борошняного пилу в повітрі робочих зон приміщення борошномельних підприємств становить $4,2 \text{ мг/м}^3$. Визначити чисельну концентрацію борошняного пилу, якщо середній діаметр частинок становить 3,7 мкм, а їх густина $1,1 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Оцініть розмір часток SrSO_4 , знаючи, що їх розчинність на 3% (мас.) більша від розчинності великих кристалів. Міжфазний натяг при 298°K візьміть рівним 85 МДж/м^2 , густина SrSO_4 $3,96 \text{ г/см}^3$.
2. Суспензія кварцу містить сферичні частинки, причому 30% об'єму припадає на частинки, що мають радіус $1 \cdot 10^{-5} \text{ м}$, а об'єм інших – на частинки радіуса $5 \cdot 10^{-5} \text{ м}$. Яка питома поверхня кварцу?
3. Потік світла з довжиною хвилі $\lambda = 528 \text{ нм}$, проходячи крізь емульсію CCl_4 у воді товщиною шару $l = 5 \text{ см}$, послаблюється в результаті світлорозсіювання в 2 рази. Розрахуйте радіус частинок дисперсної фази, якщо її об'ємний вміст $C_v = 0,8\%$, показник заломлення CCl_4 $n_1 = 1,460$, води $n_0 = 1,333$. Світло розсіюється у відповідності з рівнянням Релея і послаблюється за законом Бугера-Ламберта-Бера.
4. Аерозоль ртуті конденсована у вигляді великої краплі об'ємом $3,5 \text{ см}^3$. Визначте, на скільки зменшилася поверхнева енергія ртуті, якщо дисперсність аерозолю становила 10 мкм^{-1} . Поверхневий натяг ртуті візьміть рівним $0,475 \text{ Дж/м}^2$.

8.2. БУДОВА МІЦЕЛИ

Міцела – це окрема частинка дисперсної фази колоїдної системи з рідким дисперсійним середовищем.

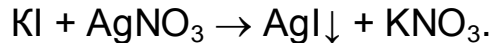
Дисперсні системи (колоїдні розчини) можуть утворюватися в результаті примусового диспергування або мимовільно – в результаті конденсації однієї з фаз. В обох випадках отримана дисперсна система повинна бути стабілізована. Досягається це концентруванням на поверхні частинок дисперсної фази (*адсорбцією* на міцели) поверхнево-активних речовин (ПАР) або відповідних іонів електроліту – *стабілізаторів*.

При адсорбції ПАР частина поверхневої енергії дисперсної системи витрачається на роботу адсорбції. У результаті цього

термодинамічний потенціал системи знижується і система «позбавляється» можливості мимовільного злипання (злиття) частинок, тобто стабілізується. Стабілізація дисперсних систем за допомогою ПАР називається *колоїдним захистом*.

Стабілізуючу дію електролітів розглянемо на прикладі утворення міцели гідрозолу йодиду срібла.

Приклад 2. Скласти формулу міцели гідрофобного золу йодиду срібла, отриманого при взаємодії йодиду калію з надлишком нітрату срібла по реакції:



Вказати знак заряду колоїдної частинки. Зобразити графік падіння (зміни) потенціалу в межах подвійного електричного шару (ПЕШ), показати на графіку величину електрокінетичного потенціалу.

Розв'язання. У гідрофобному золі (водному колоїдному розчині) йодиду срібла, ядра міцел знаходиться у вигляді мікрокристалів (рис. 8.1.), що мають розміри від 10^{-7} до 10^{-5} см.

Щоб запобігти подальшому їх зростанню, в розчині повинен бути присутнім стабілізатор.

Стабілізатором може бути та вихідна речовина, яку було взято в надлишку в хімічній реакції отримання золу. Він утворює на поверхні мікрокристалів ПЕШ, який перешкоджає подальшій кристалізації або злипанню частинок, забезпечуючи збереження незмінними їх розміри.

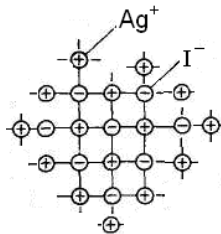


Рис. 8.1 Ядро міцели (мікрокристал), склад якого можна представити формулою – $m(AgI)$, де m – число молекул, що утворюють ядро.

Розглянемо докладно утворення і будову міцели йодиду срібла, стабілізованого нітратом срібла.

ПЕШ на поверхні мікрокристалів AgI утворює $AgNO_3$, тому що у нашому прикладі саме він узятий в надлишку. У розчині він розпадається на іони Ag^+ і NO_3^- . Перш за все, треба вирішити, який з цих іонів буде адсорбуватися на поверхні ядра, тобто буде визначати знак та величину потенціалу поверхні ядра.

За правилом Панета-Фаянса:

адсорбуватись на поверхні ядра будуть ті іони, які входять до складу його кристалічних ґрат або ізоморфні їм.

У нашому випадку такими іонами будуть іони Ag^+ . Саме вони здатні «добудувувати» кристалічну решітку ядра, тому міцно адсорбуються на його поверхні, переходячи з рідкої фази, і надають їй позитивний заряд, тобто є потенціал визначаючими (далі скорочено ПВ).

Ядро і адсорбовані ПВ іони утворюють *агрегат* (рис. 8.2.).

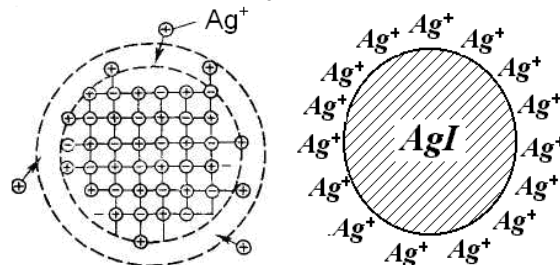


Рис. 8.2 Агрегат міцели – $[\text{m}(\text{AgI}) \cdot \text{nAg}^+]^{\text{n}+}$, де n – число ПВ іонів Ag^+ .

На поверхні агрегату виникає потенціал, який називається *термодинамічним* (ϕ_0), чисельно рівний кількості ПВ однозарядних іонів Ag^+ , тобто $\text{n}+$.

В той же час, у рідкій фазі виявляється надлишок NO_3^- протилежно заряджених іонів (далі скорочено ПІ), які притягуються до зарядженої поверхні агрегату, утворюючи другий шар ПЕШ (він ще має назву *адсорбційний шар Гельмгольца*). Число адсорбованих ПІ рівне $(\text{n} - \text{x})$.

Ядро, агрегат і ПІ адсорбційного шару утворюють *гранулу* міцели (рис. 8.3.), яку часто називають *колоїдна частинка*.

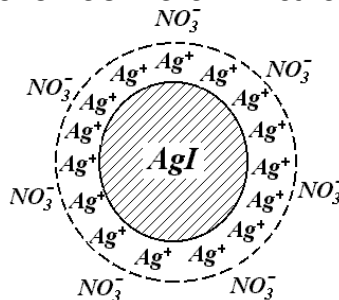


Рис. 8.3 Гранула міцели – $\{[\text{m}(\text{AgI}) \cdot \text{nAg}^+]^{\text{n}+} (\text{n} - \text{x})\text{NO}_3^-\}^{\text{x}+}$.

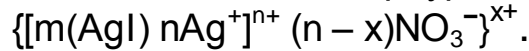
Загальна кількість ПІ повинна бути такою, щоб повністю компенсувати заряд ПВ іонів. Оскільки у нашому випадку за величиною заряди ПВ і ПІ однакові (обидва однозарядні), то загальна кількість ПІ повинна дорівнювати n .

Таким чином, будова шару ПІ складається з двох частин: *адсорбційного і дифузійного шарів*.

Адсорбційний шар Гельмгольца має товщину (δ), близьку до діаметра ПІ і ті ПІ, які потрапляють в цей простір, називаються *ПІ адсорбційного шару*. Вони пов'язані із зарядженим агрегатом двома типами сил: електростатичними (кулонівськими) і адсорбційними

силами тяжіння так міцно, що утворюють з ним єдине кінетичне ціле (при русі ці іони не відриваються від агрегату і пересуваються у рідкому середовищі разом з ним).

Гранула міцели – це єдине кінетичне ціле (див. рис. 8.3.) і, при написанні формули міцели, виділяється фігурними дужками:



Оскільки $(n-x)$ менша n на величину x , то колоїдна частинка (гранула) має заряд $x+$.

Середній електричний заряд (x) гранул дорівнює алгебраїчній сумі електричних зарядів ПВ іонів і ПІ, що входять до складу гранули:

$$x = n - (n - x).$$

ПІ адсорбційного шару розподілені рівномірно, тому зменшення потенціалу в адсорбційному шарі відбувається практично лінійно і дорівнює ϕ_a (див. графік на мал. 8.5.).

Дифузний шар (його ще звать *шар Штерна*) утворюють ті ПІ, які знаходяться на деякому віддаленні (більшому за δ) від зарядженої гранули. Їх число дорівнює x (тобто кількості ПІ недостатніх для повної компенсації ПВ іонів).

Гранула і дифузний шар проти-іонів складають власне *міцелу* колоїдного розчину (рис. 8.4.).

ПІ дифузного шару притягуються до агрегату тільки електростатичними силами, отже, менш міцно, ніж ПІ адсорбційного шару (в цьому і полягає їх відмінність). Тому при русі міцели в рідині (наприклад, під дією електричного поля) ПІ дифузного шару витягуються за міцелою, як хвіст у комети.

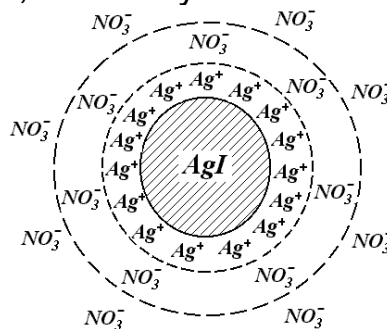
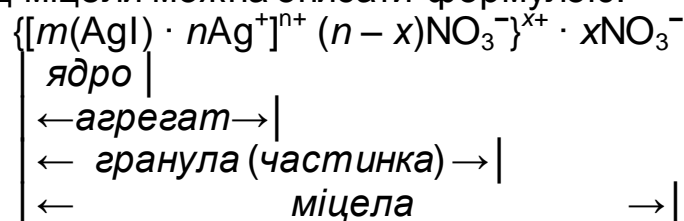


Рис. 8.4 Міцела йодиду срібла з дифузним шаром ПІ NO_3^- .

Середній склад міцели можна описати формулою:



На ПІ дифузного шару, через їх слабкий зв'язок з агрегатом, великий вплив робить тепловий рух, це призводить до того, що ПІ в

дифузному шарі поширені нерівномірно. Тому зменшення потенціалу (він має назву електрокінетичний потенціал або частіше *дзета-потенціал* (ζ -пт.)) в шарі Штерна відбувається нелінійно (рис. 8.5.).

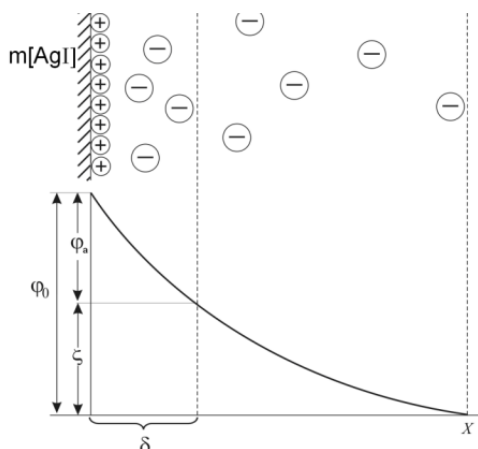


Рис. 8.5 Будава подвійного електричного шару і залежність його потенціалу (ϕ) від відстані (x) від поверхні ядра міцели.

З наведеного графіка (рис. 8.5.) видно, що повна зміна потенціалу (ϕ_0) в ПЕШ є сума ϕ_a і ζ -пт.

В наведеному вище прикладі розглянуто випадок нестачі реактиву осаджувача (KI – йодиду калію). При його надлишку у системі відбудеться зміна будови міцели і знака середнього електричного заряду колоїдних частинок.

Так, якщо змінити умови формування осаду йодиду срібла – розчин AgNO_3 вливати у розчин KI (тобто у надлишку буде KI), то процес утворення міцели буде відбуватись в присутності іонів K^+ , I^- і NO_3^- (іони Ag^+ в цих умовах відразу ж після додавання AgNO_3 зв'язуються в AgI і тому в систему відсутні). Це викликає зміну знака заряду агрегату і призводить до зміни знака електричного заряду колоїдних частинок (гранул). Поряд з цим зміниться і середній склад міцели (рис. 8.6.).

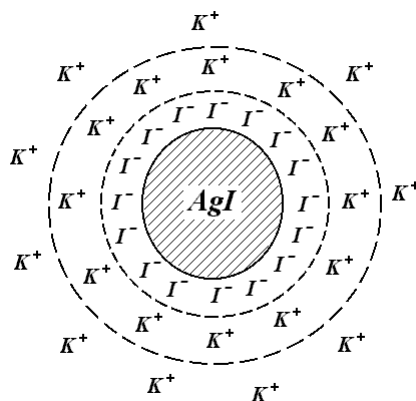
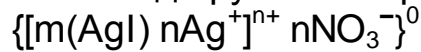


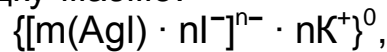
Рис. 8.6 Міцела стабілізована KI має склад $\{[m(\text{AgI}) \cdot n\text{I}^-]^{n-} \cdot (n-x)\text{K}^+\}^{x-} \cdot x\text{K}^+$.

Як впливає з вищевикладеного, в будь-якому випадку міцели електрично нейтральні, тобто заряд міцели дорівнює нулю. Крім того, чим більше ПІ з'явиться в адсорбційному шарі (при зростанні в системі концентрації осаджувача), тим меншим за обсягом і товщиною буде дифузний шар ПІ.

Якщо трапиться так, що ПІ в шарі Гельмгольца буде достатньо для повної компенсації ПВ іонів, то утвориться міцела з так званим *ізоелектричним станом* – без дифузного шару проти іонів:



або в останньому випадку маємо:



тут вже гранула буде міцелою із зарядом рівним нулю.

Якщо в утворенні міцели беруть участь багатозарядні іони, то необхідно ставити коефіцієнти, відповідні зарядам іонів.

Наприклад, міцела золю сульфату барію, стабілізованого хлоридом барію (рис. 8.7.), може бути представлена такою формулою:

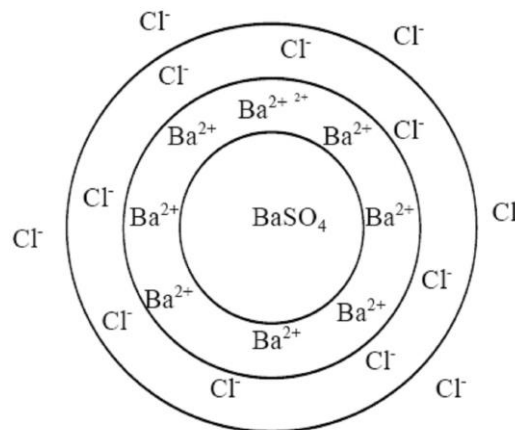
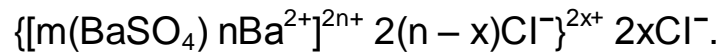
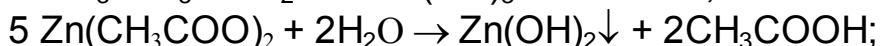
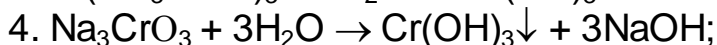
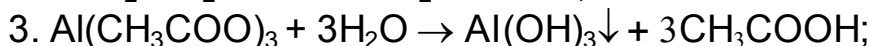
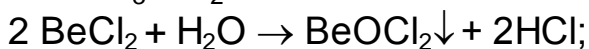
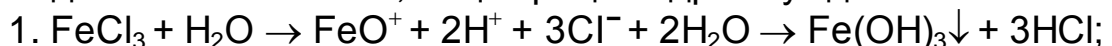
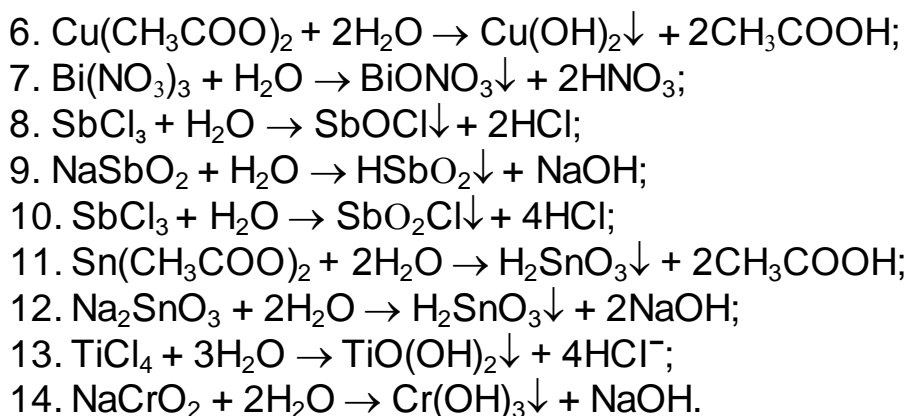


Рис. 8.7 Міцела золю сульфату барію.

ЗАДАЧІ

1. При розчиненні деяких речовин у воді відбувається гідроліз, який при розбавленні розчину поглиблюється і призводить до утворення золю (іноді для цього потрібно ще й нагрівання). Напишіть формули міцел і вкажіть знак електричного заряду колоїдних частинок золю, якщо процес гідролізу йде за схемою:





2. При досить повільному введенні речовини **B** у розбавлений розчин речовини **A** можливе утворення гідрозолу речовини **C**:
- а) Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних частинок цього золю.
 - б) Який з наведених електролітів осаджувачів можна використати для утворення золю з речовиною **A**? Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду її агрегату?
 - в) Напишіть формули міцел у ізоелектричному стані, які можуть утворитись в завданнях а) і б).

Варіант	A	B	C	Електроліти осаджувачі (коагулятор)
1.	NaI	AgNO ₃	AgI	NaF, Pb(NO ₃) ₂ ; K ₂ SO ₄
2.	MgCl ₂	NaOH	Mg(OH) ₂	KCl; K(CH ₃ COO); K ₂ CO ₃
3.	CaCl ₂	H ₂ SO ₃	CaSO ₃	ZnCl ₂ ; Al(NO ₃) ₃ ; Na ₂ CO ₃
4.	BaCl ₂	CaSO ₄	BaSO ₄	NH ₄ Cl; Al ₂ (CO ₃) ₃ ; Zn(NO ₃) ₂
5.	FeCl ₂	NH ₄ OH	Fe(OH) ₂	Na ₂ SO ₄ ; ZnCl ₂ ; K ₂ CO ₃
6.	(NH ₄) ₂ S	AgNO ₃	Ag ₂ S	Fe(NO ₃) ₂ ; KCH ₃ COO; Na ₂ SO ₄
7.	AgNO ₃	K ₂ (CO ₃)	Ag ₂ (CO ₃)	Na ₃ (PO ₄); Ca(NO ₃) ₂ ; K ₂ SO ₄
8.	AlCl ₃	NaOH	Al(OH) ₃	Na ₂ SO ₄ ; K ₃ (PO ₄); CaCl ₂
9.	CrCl ₃	NH ₄ OH	Cr(OH) ₃	Na ₃ (PO ₄); KCl, Ba(CH ₃ COO) ₂
10.	ZnBr ₂	NaOH	Zn(OH) ₂	Na ₂ (CO ₃); K ₂ SO ₄ ; SrCl ₂
11.	Fe(NO ₃) ₃	NaOH	Fe(OH) ₃	NaF; KNO ₃ ; MgCl ₂
12.	K ₂ SO ₄	BaCl ₂	Ba ₂ SO ₄	Pb(NO ₃) ₂ ; AlCl ₃ ; Zn(NO ₂) ₂
13.	CuCl ₂	(NH ₄) ₂ S	CuS	NaOH; K ₂ SO ₄ ; CaCl ₂
14.	NiCl ₂	(NH ₄) ₂ S	NiS	NH ₄ Cl; Na ₃ (PO ₄); Cr ₂ (CO ₃) ₃
15.	SnCl ₂	(NH ₄) ₂ S	SnS	Na ₃ (PO ₄); Ca(NO ₃) ₂ ; KCl
16.	AgNO ₃	HCl	AgCl	Al ₂ (CO ₃) ₃ ; NH ₄ NO ₃ ; K ₂ SO ₄
17.	Hg(NO ₃) ₂	HI	HgI	KNO ₃ ; (NH ₄) ₃ PO ₄ ; Zn(CH ₃ COO) ₂
18.	Hg ₂ F ₂	K ₂ S	Hg ₂ S	KI; Zn(NO ₃) ₂ ; NaCH ₃ COO

19.	Na_2SiO_3	HCl	H_2SiO_3	Na_2SO_4 ; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; KCl
20.	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	H_2SO_4	PbSO_4	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; NaCH_3COO ; $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
21.	KI	AgF	AgI	KCl ; $\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2$; CaCl_2
22.	NaF	BaCl_2	BaF_2	FeCl_3 ; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; KBr
23.	ZnCl_2	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; Na_2SiO_3 ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
24.	MgCl_2	LiOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	BaCl_2 ; $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; H_2CO_3
25.	SrCl_2	K_2CO_3	SrCO_3	NaNO_3 ; $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; ZnCl_2

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Золь сірчаноокислого барію отримали змішуванням рівних об'ємів розчинів $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ і H_2SO_4 . Написати формулу міцели. Чи однакові були вихідні концентрації розчинів, якщо частинки золю переміщуються до анода?
а) так; б) ні; в) середні.
2. Гідрозоль сірчистої ртуті отримали пропусканням H_2S крізь водний розчин оксиду ртуті. Написати рівняння реакції утворення золю і формулу міцели, якщо стабілізатором є H_2S . Який знак заряду колоїдних частинок?
а) позитивний; б) негативний; в) нейтральний.
3. Золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$ отримали методом гідролізу FeCl_3 . Напишіть формулу міцели, якщо вважати, що стабілізатором золю є розчин оксихлориду заліза.
а) позитивний; б) негативний; в) нейтральний.
4. Заряд частинки гідрозолю SiO_2 виникає в результаті дисоціації кремнієвої кислоти, що утворюється на поверхні колоїдних частинок при взаємодії поверхневих молекул SiO_2 з H_2O . Написати формулу міцели золю. Яким буде заряд гранули?
а) позитивний; б) негативний; в) нейтральний.
5. Який об'єм 0,001н. розчину BaCl_2 треба додати до 0,03 л 0,001н. розчину K_2CrO_4 , щоб отримати позитивно заряджені частинки золю BaCrO_4 ? Складіть формулу міцели золю. Який з перерахованих електролітів буде мати більш сильну коагулюючу дію: хлорид калію, сульфат калію або фосфат калію. Поясніть вибір.
6. Золь $\text{Al}(\text{OH})_3$ отримано при додаванні до 0,005 л 0,001н. розчину AlCl_3 0,002 л 0,0015н. розчину NaOH . Напишіть формулу міцели золю. Який з перерахованих електролітів буде володіти більш сильною коагулюючою дією: нітрат калію, сульфат магнію або фосфат калію. Поясніть вибір.

8.3. СТІЙКІСТЬ І КОАГУЛЯЦІЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ

Стійкість дисперсних систем – це можливість їх перебування у вихідному стані невизначено довгий час.

Стійкість дисперсних систем може бути:

1) *седиментаційна* (кінетична);

Це стійкість колоїдів до осадження дисперсної фази – характеризує здатність дисперсної системи зберігати рівноважний розподіл фаз з об'ємом дисперсійного середовища або її стійкість до розділення фаз.

2) *агрегативна стійкість колоїдів*.

Тобто стійкість до *агрегації* (укрупнення) частинок колоїдного розчину.

Агрегативна стійкість колоїдних систем може бути зумовлюватись:

- електростатичним відштовхуванням однойменно заряджених частинок;
- дією сил не електростатичного характеру, пов'язаною з наявністю сольватних оболонок на поверхні частинок;
- розклинюючою дією дисперсійного середовища.

Великий вплив на агрегативну стійкість дисперсних систем має співвідношення міжмолекулярних сил притягання і сил електростатичного відштовхування.

Порушення агрегативної стійкості колоїдних розчинів у бік збільшення розміру частинок внаслідок їх злипання під дією молекулярних сил притягання називається *коагуляцією*.

Коагуляція колоїдних частинок може спричинятись:

- 1) старінням колоїдної системи,
- 2) зміною концентрації дисперсної фази,
- 3) підвищенням або пониженням температури системи,
- 4) введенням до системи колоїдних частинок протилежного знаку заряду,
- 5) додаванням до колоїдного розчину електролітів-коагуляторів.

Найбільш важливою, з практичної точки зору, є коагуляція колоїдів електролітами. Експериментально встановлені закономірності коагуляції, відомі під назвою правил коагуляції. Основними з них є:

1. Будь-який електроліт, введений в певній кількості, може спричинити коагуляцію ліофобного золю.

2. Для початку коагуляції необхідно, щоб концентрація електроліту перевищувала деяку мінімальну величину, яку називають *поріг коагуляції*.

Поріг коагуляції –

це мінімальна кількість електроліту (C_K), необхідна для того щоб викликати швидку коагуляції 1 м³ золю.

Розрахувати поріг коагуляції можна за рівнянням:

$$C_K = \frac{v \cdot 1000}{V_{заг.}}$$

де v – кількість моль-еквівалентів електроліту доданого до колоїдного розчину, яку визначають за формулою:

$$v = \frac{V_{ел.} \cdot C_{ел.}}{1000};$$

$V_{заг.}$ – загальний об'єм золю і доданого електроліту:

$$V_{заг.} = V_{золю} + V_{ел.}$$

Отже, поріг коагуляції можна визначити за формулою:

$$C_K = \frac{V_{ел.} \cdot C_{ел.}}{V_{золю} + V_{ел.}}$$

де $V_{ел.}$ – об'єм електроліту, мл; $V_{золю.}$ – об'єм золю, мл; $C_{ел.}$ – концентрація електроліту, моль/л.

3. *Коагулюючу дію* має лише той іон електроліту, заряд якого протилежний заряду колоїдної частинки.

Чим більший заряд іону, тим сильніша його коагулююча здатність.

Ця закономірність була встановлена *Шульце і Гарді*. Залежність порога коагуляції ліофобних золів від заряду іона описується рівнянням

$$C_K^I / C_K^{II} / C_K^{III} = 1 : \left(\frac{1}{2}\right)^6 : \left(\frac{1}{3}\right)^6.$$

Коагулююча здатність іонів однакового заряду зростає зі збільшенням радіуса іона.

4. Коагулююча дія органічних іонів зростає зі збільшенням їх адсорбційної здатності.

5. При коагуляції спостерігається зниження електрокінетичного потенціалу до критичної величини (~0,03 В або 30 мВ).

Певне значення має взаємна коагуляція колоїдних розчинів. Будь-який стійкий золь можна розглядати як електроліт, у якого один з іонів має великий заряд і масу. При змішуванні двох колоїдних розчинів відбувається їх *взаємна коагуляція*. При цьому загальна кількість позитивних зарядів у частинок одного колоїдного розчину повинна дорівнювати загальній кількості негативних зарядів у частинок другого колоїду.

Але електростатичне притягання частинок – не єдина умова взаємної коагуляції колоїдних розчинів. Можливо, що між частинками колоїдів виникає адсорбційна і хімічна взаємодія, бо

коагулювати можуть і однойменно заряджені золі, які розрізняються природою дисперсної фази і складом іонної атмосфери.

Часто треба не зруйнувати, а захистити колоїдні розчини від коагуляції. Невеликі добавки ПАР можуть впливати на агрегативну стійкість колоїдних систем. У ряді випадків відбувається *пептизація* дисперсної фази, тобто збільшення кількості дрібних частинок (за рахунок подрібнення великих частинок), які беруть участь у створенні коагуляційної структури. В інших випадках, наприклад, у процесі кристалізації молекули ПАР вибірково адсорбуються на гранях виникаючих зародків нової фази, змінюють форму кристалів і уповільнюють їх зростання. Цей ефект адсорбційного модифікування приводить до підвищення дисперсності.

В якості ПАР для стабілізації зелей використовують желатин, казеїн, крохмаль, гемоглобін тощо.

Розглянемо декілька прикладів розв'язання типових задач, виникаючих при рішенні питань стійкості колоїдних розчинів.

Приклад 3. У пробірки, що містять по 10 мл золю, додали: у першу – 1 мл 0,1н. розчину $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, у другу – 3 мл 1н. розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, у третю – 5 мл 10н. розчину KNO_3 . В усіх пробірках відбулася коагуляція. Визначте, який заряд мали частинки золю.

Розв'язання. Визначимо пороги коагуляції електролітів за рівнянням:

$$C_K = \frac{V_{\text{ел.}} \cdot C_{\text{ел.}}}{V_z + V_{\text{ел.}}}$$

$$C_{K,1} = \frac{1 \cdot 0,1}{10 + 1} = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ моль - екв / л,}$$

$$C_{K,2} = \frac{3 \cdot 1}{10 + 3} = 0,23 \text{ моль - екв / л,}$$

$$C_{K,3} = \frac{5 \cdot 10}{10 + 5} = 3,33 \text{ моль - екв / л.}$$

Таким чином, пороги коагуляції $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ і KNO_3 відповідно дорівнюють $9,09 \cdot 10^{-3}$; 0,23; 3,33 моль-екв/л.

Оскільки аніони в усіх електролітів однакові, а поріг коагуляції різний, то коагулюючими іонами будуть катіони електролітів. Отже, частинки золю мають негативний заряд.

Приклад 4. Визначити, скільки мл 1н. розчину CaCl_2 необхідно взяти для коагуляції негативно зарядженого золю, якщо коагуляція даного золю може бути викликана 100 мл 1н. розчину NaCl .

Розв'язання. Оскільки частинки золю мають негативний заряд, то коагулюючими іонами будуть катіони електролітів, які мають різні

заряди. Визначимо кількість моль-еквівалентів NaCl, що визиває коагуляцію золю за формулою:

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{ел}}}{1000} = \frac{100 \cdot 1}{1000} = 0,1 \text{ моль} - \text{екв.}$$

Знаючи, що

$$C_{\text{K}}^{\text{I}} / C_{\text{K}}^{\text{II}} = 1 / \left(\frac{1}{2}\right)^6,$$

розрахуємо кількість моль-еквівалентів CaCl₂, яка спричинятиме коагуляцію золю:

$$0,1 : n_{\text{CaCl}_2} = 1 : \frac{1}{64},$$

звідки маємо:

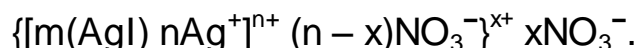
$$n_{\text{CaCl}_2} = \frac{0,1}{64} = 1,56 \cdot 10^{-3} \text{ моль} - \text{екв.}$$

Об'єм CaCl₂, який спричинятиме коагуляцію золю, визначимо за рівнянням:

$$V_{\text{ел.}} = \frac{1000 \cdot n}{C_{\text{ел.}}} = \frac{1000 \cdot 1,56 \cdot 10^{-3}}{1} = 1,56 \text{ мл.}$$

Приклад 5. Визначити, який об'єм 0,1н. розчину AlCl₃ треба взяти для коагуляції золю AgI (стабілізатор – AgNO₃), якщо на його коагуляцію витрачено 5 мл 0,2н. розчину CaCl₂.

Розв'язання. Визначимо заряд колоїдних частинок, для чого запишемо формулу міцели золю AgI:



Колоїдні частинки золю мають позитивний заряд, тобто іонами електролітів, які зумовляють коагуляцію, можуть бути аніони.

Визначимо кількість моль-еквівалентів CaCl₂, яка спричинить коагуляцію золю:

$$n_{\text{CaCl}_2} = \frac{V_{\text{ел.}} \cdot C_{\text{ел.}}}{1000} = \frac{5 \cdot 0,2}{1000} = 10^{-3} \text{ моль} - \text{екв.}$$

Оскільки аніони обох електролітів мають однаковий заряд, то поріг коагуляції AlCl₃ буде дорівнювати порогу коагуляції CaCl₂. Об'єм розчину AlCl₃ визначимо за рівнянням:

$$V_{\text{AlCl}_3} = \frac{n \cdot 1000}{C_{\text{AlCl}_3}} = \frac{10^{-3} \cdot 10^3}{0,1} = 10 \text{ мл.}$$

ЗАДАЧІ

1. Коагуляція золю AgI (стабілізатор KI) відбувається при додаванні 15мл 0,01н. розчину $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Визначте, який об'єм 0,01н. розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ треба додати, щоб визвати коагуляцію цього золю.
2. Щоб викликати коагуляцію 10 мл золю, додали в першому випадку 20мл 0,5н. розчину NaCl, у другому – 12 мл 0,05н. розчину K_2SO_4 , у третьому – 0,5 мл 0,01н. розчину K_3PO_4 . Визначте, який заряд мають частинки золю.
3. Який об'єм 0,1н. розчину $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ треба додати для коагуляції 10 мл золю Al_2S_3 ? Поріг коагуляції дорівнює $19,35 \cdot 10^{-3}$ моль-екв/л.
4. Для коагуляції золю $\{[m(\text{AgI}) \ n\text{Ag}^+]^{n+}(\text{n} - \text{x})\text{NO}_3^-\}^{\text{x}+} \text{xNO}_3^-$ необхідно додати 1,5 мл 1н. розчину KNO_3 . Визначте, який об'єм 0,1н. розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ або 0,01н. розчину $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ треба додати, щоб визвати коагуляцію золю.
5. Визначте, який об'єм 1н. розчину AlCl_3 або 1н. розчину CaCl_2 необхідно узяти для коагуляції золю з негативно зарядженими частками, якщо його коагуляція була визвана 10 мл 0,1н. розчину KCl.
6. Визначте орієнтовний поріг коагуляції золю 1н. розчином AlCl_3 , якщо для коагуляції 20 мл цього золю знадобилось 10 мл 0,1н. розчину CaCl_2 або 10 мл 1н. розчину KCl.
7. Визначте, який об'єм 1н. розчину K_3PO_4 треба додати, щоб відбулася коагуляція золю, якщо для коагуляції певної кількості даного золю знадобилось 5 мл 0,1н. розчину K_2SO_4 або 2 мл 0,25н. розчину KCl. Який заряд мають колоїдні частинки золю?
8. Коагуляція золю AgI (стабілізатор KI) відбулася при додаванні 0,1 мл 0,5н. розчину $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Який об'єм 0,01н. розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ або 1н. розчину KNO_3 треба додати, щоб відбулась коагуляція цього золю?
9. Знайдіть орієнтовний поріг коагуляції золю NiS (стабілізатор H_2S) 1н. розчином $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, якщо для коагуляції 10 мл цього золю знадобилось 5мл 0,1н. розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ або 5 мл 1н. розчину NaCl.
10. Який об'єм 0,01н. розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ треба додати до 1 л золю Al_2O_3 , щоб визвати його коагуляцію? Поріг коагуляції золю дорівнює $0,65 \cdot 10^{-3}$ моль – екв/ л.
11. У скільки разів зменшиться поріг коагуляції золю As_2S_3 , якщо для коагуляції 10 мл золю замість 1,2 мл 0,5н. розчину NaCl узяти 0,4 мл 0,036н. розчину MgCl_2 або 0,1 мл 0,01н. розчину AlCl_3 ?

12. На коагуляцію 30 мл золю NiS (стабілізатор H₂S) пішло 6 мл 3н. розчину K₂SO₄. Розрахуйте поріг коагуляції цього золю розчином Al₂(SO₄)₃.
13. Визначте об'єми електролітів, необхідних для коагуляції золю Fe(OH)₃ (стабілізатор NaOH), якщо замість 10 мл 0,1н. розчину KCl узяти 1н. розчин CaCl₂ або 1н. розчин AlCl₃.
14. Щоб викликати коагуляцію золю Fe(OH)₃, до 10 мл золю додали у першому досліді 1,05 мл 1н. розчину KCl, у другому – 6,25 мл 0,01н. розчину Na₂SO₄, а у третьому – 3,7 мл 0,001н. розчину Na₃PO₄. Який знак заряду частинок золю?
15. На коагуляцію 20 мл негативно заряджених частинок золю пішло 4мл 3н. розчину KCl. Визначити поріг коагуляції золю розчинами KCl та AlCl₃. Скільки KCl та AlCl₃ (кг) потрібно для коагуляції 100 м³ цього золю?
16. Для коагуляції 5 мл золю треба відповідно по 5 мл 1,8н. розчину KCl, 0,08н. розчину CaCl₂ і 0,006н. розчину AlCl₃. Визначити заряд колоїдних частинок.
17. Визначити об'єм 0,01н. розчину K₂Cr₂O₇, який треба додати до 1 л золю Al(OH)₃, щоб спричинити його коагуляцію. Поріг коагуляції цього золю дорівнює 0,63 · 10⁻³ кмоль/м³.
18. У три колби було налито по 100 мл золю Fe(OH)₃. Для коагуляції цього золю у першу колбу додали 10,5 мл 1н. розчину KCl, в другу – 62,5 мл 0,01н. розчину Na₂SO₄, у третю – 37 мл 0,001н. розчину Na₃PO₄. Визначити знак заряду частинок золю.
19. Для коагуляції золю Fe(OH)₃ до 5 мл золю необхідно додати 4 мл 3н. розчину NaCl або 0,5 мл 0,01н. розчину Na₂SO₄. Визначити знак заряду частинок золю.
20. Визначити об'єм 0,1н. розчину Na₃PO₄, який треба додати, щоб відбулася коагуляція золю. Відомо, що для коагуляції цього золю знадобилось 10 мл 0,1н. розчину Na₂SO₄ або 5 мл 0,2н. розчину NaCl. Який заряд мали частинки золю?
21. Для коагуляції золю CoS (стабілізатор H₂S) знадобились 10 мл 0,1н. розчину NaCl. Визначити об'єми 1н розчинів FeCl₃ і CaCl₂, які необхідні для коагуляції цього золю.
22. Гідрозоль AgI отримали шляхом змішування рівних об'ємів 0,008н. розчину KI і 0,01н. розчину AgNO₃. Коагуляція отриманого золю відбувається при додаванні 8 мл 0,1н розчину KCl. Визначити об'єм 0,2н. розчину CaCl₂, який треба додати до золю, щоб відбулася його коагуляція.
23. Для коагуляції 15 мл золю знадобилось 10 мл 1н. розчину NaNO₃, 3мл 1н. розчину Ca(NO₃)₂ та 3 мл 0,1н. розчину Fe(NO₃)₃. Визначити заряд колоїдних частинок золю.

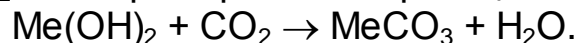
24. Визначити об'єм 1н. розчину NaNO_3 , який треба додати до золю Ca(OH)_2 (стабілізатор KOH), щоб визвати коагуляцію цього золю. Відомо, що його коагуляція відбувається при додаванні 2 мл 1н. розчину MgCl_2 .
25. Знайти орієнтовний поріг коагуляції золю 1н. розчином $\text{Fe(NO}_3)_3$, якщо відомо – для коагуляції 10 мл цього золю потрібно 5 мл 0,1н. розчину $\text{Ca(NO}_3)_2$ або 5 мл 1н. розчину NaNO_3 .

ЗАПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. При дії розчину NaOH на розчин MgCl_2 утворюється білий драглистий осад (колоїдний розчин). У присутності I_2 цей осад набуває бурого забарвлення (метод Петрашеня). Запишіть формули колоїдних частинок в першому і в другому випадках. У чому полягає їх відмінність? Вкажіть знак заряду частинок.

Відповідь: заряд позитивний.

2. При тривалому зберіганні насичених розчинів Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 і Ba(OH)_2 у відкритих ємностях в них з'являється каламуть: утворюються малорозчинні карбонати внаслідок поглинання розчинами CO_2 з повітря і протікання реакцій:



Чому ці карбонати не осаджувались? Напишіть формулу міцел і вкажіть знак електричного заряду колоїдних частинок. Як можна викликати осідання MeCO_3 з цих систем?

3. При дії на іони Ca^{2+} , Sr^{2+} і Ba^{2+} іонами $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ і SO_4^{2-} в розбавлених розчинах на холод утворюються дрібні кристали, які погано осідають, а в концентрованих розчинах при нагріванні утворюються швидкозростаючі великі кристали. Поясніть причину такого розходження. Напишіть формули міцел і вкажіть знаки електричних зарядів колоїдних частинок суспензій, що утворюються. Якими ще способами можна прискорити випадання осаду в цих розчинах?
4. При осадженні іонів Ba^{2+} дією K_2CrO_4 нагрівання сприяє швидкої появи осаду BaCrO_4 , хоча розчинність його при цьому зростає. Чим пояснюється це явище? Напишіть формулу міцел і вкажіть знак електричного заряду частинок золю, що утворюється. Як ще можна прискорити випадання осаду в цьому випадку?
5. При хімічному аналізі осадження іонів Zn^{2+} дією H_2S проводять у присутності CH_3COONa . Яке призначення CH_3COONa в цьому процесі? Напишіть формулу міцел золю ZnS , що утворюється в відсутність CH_3COONa . Як ще можна викликати прискорене осідання частинок ZnS в даному аналізі?
6. У якому порядку слід зливати розчини: а) H_3AsO_3 і $(\text{NH}_4)_2\text{S}$;

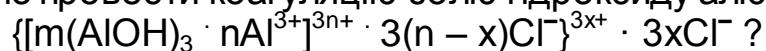
- б) CdCl_2 і Na_2S ;
- в) H_3AsO_4 і $(\text{NH}_4)_2\text{S}$;
- г) AgNO_3 і KI ,

щоб отримати, колоїдну систему з частинками, несучими:

- а) позитивні електричні заряди;
- б) негативні електричні заряди?

Напишіть формули міцел золів що утворюються.

7. Карбонати Ca^{2+} , Sr^{2+} і Ba^{2+} у момент утворення мають пухку структуру. При стоянні, особливо при нагріванні, осади помітно ущільнюються, стають крупнокристалічними – визрівають. Чим пояснюється це явище?
8. Помічено, що вершкове масло збивається легше з тієї сметани що постояла, ніж зі свіжої. Дайте пояснення цьому явищу, враховуючи також і деяке прокисання сметани при стоянні.
9. Вершки і молоко при стоянні відстоюються. Чому не відстоюється синтетичний латекс?
10. Чому для промивання осадів галогенідів срібла і багатьох сульфідів використовують не дистильовану воду, а розчини HNO_3 , NH_4NO_3 , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ і т. п.?
11. Встановлено, що знак електричних зарядів глобул натурального латексу негативний. Яким електролітом найвигідніше відокремлювати каучук від серума: NaCH_3COO ; Na_2SO_4 ; $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; ZnSO_4 ; $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$; $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$? Поблизу якого електрода буде концентруватися каучук, якщо латекс помістити в сильне електричне поле?
12. Для освітлення води до неї додають $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ або FeSO_4 , після чого відбувається інтенсивне випадіння осаду. Поясніть це явище, виходячи з того, що частинки суспензії в природній воді мають негативні електричні заряди, і що солі при розчиненні в воді піддаються гідролізу.
13. При нагріванні води (особливо озерної або річкової) до $90 - 95^\circ\text{C}$ відбувається інтенсивне утворення бурих пластівців. Поясніть це явище. Чому таке явище не спостерігається при нагріванні дистильованої води?
14. Промивні води гальванічного виробництва, що містять до 200 мг/л Cr^{6+} , після попереднього відновлення Cr^{6+} до Cr^{3+} обробляють $0,1\text{н.}$ розчином NaOH . Запишіть формулу міцел що утворюються при цьому в колоїдному розчині, вважаючи, що Cr^{3+} містився у вигляді сульфату. Обчисліть витрати розчину NaOH на 1 м^3 промивних вод.
15. Яким з наведених електролітів NH_4Cl або $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ більш економічно провести коагуляцію золю гідроксиду алюмінію:



Визначити поріг коагуляції по NH_4Cl , якщо на коагуляцію часток з 30 м^3 цього золю витрачається $0,33 \text{ м}^3$ 20%-го розчину NH_4Cl (щільність якого 1060 кг/м^3).

Відповідь: $43,6 \text{ моль/м}^3$.

16. На 100 м^3 стічних вод для коагуляції As_2S_3 витрачається 1 м^3 25%-го розчину NaCl (густина 1190 кг/м^3). Визначити поріг коагуляції цього золю. Яким об'ємом 30% розчину CaCl_2 (густина 1280 кг/м^3) можна викликати коагуляцію в 100 м^3 зазначеного золю?

Відповіді: $50,4 \text{ моль/м}^3$; $2,27 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$.

17. Перед подачею річкової води до цеху заводу її освітлюють: вводять в неї електроліт – коагулятор і мул, що при цьому утворився, відстоюють у спеціальних відстійниках. Розрахуйте витрати $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, FeSO_4 і NaCl (кожного окремо), якщо витрата води на підприємстві становить $100000 \text{ м}^3/\text{доб.}$, а поріг коагуляції дорівнює: а) по NaCl 52 моль/м^3 ;
б) по FeSO_4 $0,68 \text{ моль/м}^3$;
в) по $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $0,23 \text{ моль/м}^3$.

Вкажіть знак електричних зарядів зважених часток у річковій воді.

Відповіді: $12,7 \cdot 10^3$; 328; 431 кг/рік; «+».

18. Відпрацьовані розчини виробництва фотоматеріалів містить колоїдне срібло у вигляді галогенідів. Розрахувати витрати $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ на 100 м^3 стічних вод, припускаючи, що знак електричних зарядів колоїдних частинок: а) позитивний;
б) негативний.

Поріг коагуляції (в моль/м^3): для одновалентних іонів дорівнює 142;
для двовалентних – 2,43;
для тривалентних – 0,068.

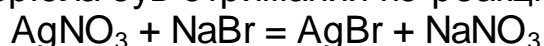
Відповіді: 27,7; 1,16 кг.

19. У пробі стічних вод об'ємом $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$ після додавання до неї $2,3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ 26%-го розчину NaCl (густина 1200 кг/м^3) з'являються пластівці. Визначте поріг коагуляції розглянутого золю стосовно NaCl ? Розрахуйте витрати 26%-го розчину $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (густина 1300 кг/м^3) на підготовку цих стічних вод до очищення від колоїдних частинок, якщо знак їх електричних зарядів:

а) позитивний; б) негативний.

Відповіді: 235 моль/м^3 ; $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{м}^3$; $1,6 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3/\text{м}^3$.

20. Золь бромиду срібла був отриманий по реакції



Складіть формулу міцели золю і визначте, який з електролітів був узятий в надлишку, якщо при електрофорезі частки золю рухалися до катода.

21. Який об'єм 0,001 н. розчину BaCl_2 треба додати до 0,03 л 0,001н. розчину K_2CrO_4 , щоб отримати позитивно заряджені частинки золю BaCrO_4 ? Складіть формулу міцели золю. Який з перерахованих електролітів буде володіти більш сильною коагулюючу дію: хлорид калію, сульфат калію або фосфат калію. Поясніть вибір.
22. Який об'єм 0,0025н. розчину KI треба додати до 0,035 л 0,003н. розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, щоб отримати золь PbI_2 , ПІ якого рухалися б в електричному полі до анода? Напишіть формулу міцели золю. Який з перерахованих електролітів буде володіти більш сильною коагулюючою дією: хлорид натрію, сульфат натрію або фосфат калію. Поясніть вибір.
23. Золь $\text{Al}(\text{OH})_3$ отримано при додаванні до 0,005 л 0,001н. розчину AlCl_3 0,002 л 0,0015н. розчину NaOH . Напишіть формулу міцели золю. Який з перерахованих електролітів буде володіти більш сильною коагулюючу дію: нітрат калію, сульфат магнію або фосфат калію. Поясніть вибір.
24. Золь $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ отримано при додаванні до 0,015 л 0,002н. розчину Na_3PO_4 0,005 л 0,004н. розчину MgCl_2 . Вкажіть формулу міцели золю. Який з перерахованих електролітів буде мати більш сильну коагулюючу дію: хлорид калію, сульфат міді або нітрат алюмінію. Поясніть вибір.
25. Золь $\text{Zn}(\text{OH})_2$ отримано при взаємодії розчинів KOH і ZnCl_2 . Складіть формулу міцели золю, якщо противіоіони рухаються в електричному полі до катода. Який з перерахованих електролітів буде мати більш сильну коагулюючою дією: ацетат калію, сульфат нікелю або сульфат хрому. Поясніть вибір.
26. Золь Ag_2S отримано при додаванні до 0,015 л 0,003н. розчину Na_2S 0,035л 0,0005н. розчину AgNO_3 . Напишіть формулу міцели золю. Який з перерахованих електролітів буде володіти більш сильною коагулюючою дією: хлорид калію, сульфат цинку або фосфат калію. Поясніть вибір.
27. Золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$ отримано змішуванням рівних об'ємів 0,0001н. розчину KOH і 0,00015н. розчину FeCl_3 . Вкажіть формулу міцели золю. Який з перерахованих електролітів буде мати більш сильну коагулюючу дію: нітрат свинцю, сульфат марганцю або фосфат калію. Поясніть вибір.

КОРОТКИЙ СЛОВНИК ТЕРМІНІВ

АБСОРБЦІЯ – поглинання речовин із газової суміші або рідини рідинами або твердими тілами; застосовується в промисловості для розділення газових сумішей, очищення газів від домішок в спеціальних апаратах – абсорбера.

АВОГАДРО ЧИСЛО (або *стала Авогадро*):
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ (див. також МОЛЬ).

АВТОКЛАВ – апарат для проведення хімічних реакцій під тиском в замкнутій системі.

АВТОЛІЗ – процес розкладання клітин або тканин під дією *ферментів*.

АГРЕГАТНИЙ СТАН РЕЧОВИНИ – стан (фаза) одної і тієї ж речовини (наприклад – води, заліза, сірки), переходи між якими супроводжуються стрибкоподібною зміною ряду фізичних властивостей (щільності, ентропії і ін.). Зазвичай розглядають газоподібний, рідкий і твердий агрегатні стани (іноді ще плазма). Існування у речовини декількох агрегатних станів зумовлено відмінностями у тепловому русі його молекул (атомів) і в їх взаємодії.

АДГЕЗІЯ – (від лат. *adhaesio* – *тяжіння, зчеплення* або *прилипання*), явище з'єднання приведених в контакт конденсованих фаз. Ці фази складають основу, яка утворюється в результаті молекулярного (тобто по всій міжфазній площі) контакту адгезійного з'єднання і називаються субстратами, а речовини, що забезпечують з'єднання субстратів – адгезивами.

АДІАБАТИЧНОГО СТИСКАННЯ МЕТОД – (метод імпульсного стиснення), використовують для здійснення і дослідження хімічних реакцій в газовій фазі при високих тисках і температурах. Заснований на тому, що при стисненні газу в циліндрі поршнем, що вільно рухається зі швидкістю близько 10-20 м/с, теплопередача до стінок циліндра не встигає досягти, і газ адіабатичне нагрівається.

АДСОРБЦІЯ (від лат. *ad* – *на, при* та *sorbeo* – *поглинаю*) – зміна (зазвичай – *підвищення*) концентрації речовини поблизу поверхні розділу фаз ("поглинання на поверхні"). У загальному випадку причина адсорбції – некомпенсованність міжмолекулярних сил поблизу цієї поверхні, тобто наявність адсорбційного силового поля. Тіло, що створює таке поле, називається *адсорбентом*, а речовина, молекули якої можуть адсорбуватися, – *адсорбатом*, вже адсорбована речовина – *адсорбатом*. Процес, зворотний Адсорбції, називається *десорбцією*.

АЕРОЗОЛІ – дисперсні системи, що складаються з дрібних твердих або рідких частинок (дисперсна фаза) та дисперсійного газового середовища (напр., повітря) де зависли ці частинки. Аерозолі присутні в атмосфері шахт, кар'єрів, копалень, збагачувальних фабрик, брикетних фабрик, на ряді підприємств хімічної промисловості, коксохімії тощо. За характером утворення розрізняють диспергаційні і конденсаційні аерозолі.

АЗЕОТРОПНІ СУМІШІ – розчини, які перегоняються при постійній температурі без зміни складу; такі суміші не можна розділити перегонкою.

АКТИВНІСТЬ – термодинамічна, величина, що дозволяє представляти в зручній для практичного використання формі концентраційну залежність хімічних потенціалів компонентів реального розчину. За допомогою цієї величини можна застосовувати до реального розчину термодинамічні співвідношення, пов'язані з ідеальним розчином, якщо замінити в них концентрації *активностями*. Відношення Активності компонента до його концентрації називається *коефіцієнтом активності*.

АКТИВОВАНЕ ВУГІЛЛЯ – матеріал з розвинутою пористою структурою. На 87-97% (за масою) складається з С, містить також Н, О і речовини, введені в Активне вугілля при його отриманні. Активний вугілля використовують як *адсорбент* – добре адсорбує пари речовин з порівняно високими температурами кипіння (наприклад, бензол), гірше – леткі сполуки (наприклад, NH₃).

АКТИВОВАНИЙ КОМПЛЕКС – див. *перехідний стан*.

АКУМУЛЯТОРИ електричні (від лат. *accumulator* – *збирач, накопичувач*), хімічні джерела струму багаторазової дії. При заряді від зовнішнього джерела електричного струму в акумуляторі накопичується енергія, яка при розряді внаслідок хімічної реакції безпосередньо перетворюється знову на електричну і виділяється в зовнішній ланцюг. За принципом роботи і основним елементам конструкції Акумулятори не відрізняються від гальванічних елементів, але електродні реакції, а також сумарна реакція, що утворює електричний струм, в акумуляторі оборотні. Тому після розряду Акумулятор може бути знову заряджений пропусканням струму в зворотному напрямку: на позитивному електроді при цьому утворюється *окислювач*, на негативному – *відновник*.

АКЦЕПТОРНІ (електроноакцепторні) ВЛАСТИВОСТІ – здатність атомів елемента притягувати (утримувати) електрони. Кількісною мірою акцепторних властивостей атомів, що утворюють хімічний зв'язок, є їх *електронегативність*.

АЛКОГОЛІЗ – реакція зі спиртами, наприклад взаємодія хлористого ацетилу з етиловим спиртом.

АЛОТРОПІЯ – явище існування хімічного елемента у вигляді двох або кількох простих речовин, різних за будовою і властивостями. Такі прості речовини, різні за будовою і властивостями, називаються *алотропними формами* або *алотропними модифікаціями*. Наприклад, графіт і алмаз – дві алотропні форми (*модифікації*) вуглецю, молекулярний кисень і озон – дві алотропні модифікації кисню. За певних умов алотропні модифікації можуть переходити одна в одну.

АМАЛЬГАМИ – металеві системи, одним з компонентів яких є ртуть.

АМОРФНІ РЕЧОВИНИ – не кристалічна речовина, тобто речовина, що не має кристалічних ґрат. Приклади: папір, пластмаси, гума, скло, а також всі рідини.

АМФОТЕРНІСТЬ – здатність деяких хімічних сполук проявляти кислотні або основні властивості в залежності від речовин, які з ними

реагують. Амфотерні речовини (*амфоліти*) ведуть себе як кислоти по відношенню до основ і як основи – по відношенню до кислот.

АНГСТРЕМ – одиниця довжини, рівна одній стомільйонній частці сантиметра ($1\text{Å} = 1 \cdot 10^{-8}$ см.).

АНІОНИ – негативно заряджені іони.

АНОД – електрод, з'єднаний з позитивним джерелом струму.

АНТИОКСИДАНТИ – речовини, що запобігають або сповільнюють окислення органічних сполук молекулярним киснем; в якості антиоксидантів застосовують ароматичні сполуки, що містять гідроксильну групу або аміногрупу.

АНТИФРИЗИ – рідини замерзають при низьких температурах, застосовують для охолодження двигунів; наприклад, суміш, яка містить 66,7% етиленгліколю та 33,3% води, замерзає при -75 °С.

АСОЦІАТИ – групи молекул або іонів в рідкому або газовій фазах, пов'язані водневими зв'язками, вандер-ваальсовими або електростатичними взаємодіями.

АТОМ – найменша частка хімічного елемента, яка є носієм його властивостей. Атом побудований з субатомних частинок – *протонів, нейтронів, електронів*.

АТОМНА ОДИНИЦЯ МАСИ (а.о.м.) – рівна 1/12 частини маси атома вуглецю $^{12}_6\text{C}$, в ядрі якого 6 протонів і 6 нейтронів, а в електронній оболонці 6 електронів. Інша назва – *вуглецева одиниця*. Одиниця, в якій вимірюють масу атомів, молекул і субатомних частинок.

АТОМНА ВАГА (в чисельному вираженні те ж що і *відносна атомна маса*) – маса атома будь-якого елемента, виражена в а.о.м. (у *вуглецевих одиницях*). Атомна вага елемента дорівнює середньому значенню з атомних мас всіх його природних ізотопів з урахуванням їх поширеності. В ІЮПАК (IUPAC) постійно діє Комісія за відносною поширеністю ізотопів і атомною вагою (Commission on Isotopic Abundances and Atomic Weights, скорочено – CIAAW).

АТОМНІ РАДІУСИ – характеристики, що дозволяють наближено оцінювати міжатомні (між'ядерні) відстані в молекулах і кристалах. Визначаються головним чином з даних рентгенівського структурного аналізу.

АТОМНИЙ НОМЕР – те ж, що порядковий номер елемента в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Атомний номер чисельно дорівнює позитивному заряду ядра цього елемента, тобто числу протонів в ядрі даного елемента.

БІОГЕОХІМІЯ – галузь *геохімії*, що вивчає хімічні процеси біосфери.

БІОХІМІЯ – наука про хімічний склад організмів та хімічні процеси, що протікають в організмі.

БРОНЗИ – сплави на основі міді з невеликим вмістом цинку (до 3%) або без нього.

БРОУНІВСЬКИЙ РУХ — невпорядкований, хаотичний рух дрібних частинок речовини в розчинах. Названий на честь ботаніка Роберта Брауна, який спостерігав це явище під мікроскопом у 1827 р. Рух завислих у дисперсійному середовищі частинок відбувається внаслідок руху молекул. Таким же чином рухаються частинки фарби у воді, пилінки в променях світла тощо. Молекули рідини зіштовхуються з завислими у ній частинками, і отже передають їм імпульс. Теорію *броунівського руху* розробив у 1905 р. Альберт Ейнштейн.

БУФЕРНІ РОЗЧИНИ – підтримують при зміні складу середовища постійне значення будь-якої характеристики, наприклад, водневого показника рН (кисотно-основний буферний розчин) або окислювально-відновного потенціалу (окислювально-відновний буферний розчин). Кисотно-основні буферні розчини містять слабку кислоту і її сіль (наприклад, CH_3COOH і CH_3COONa) або слабка основа і його сіль (наприклад, NH_3 і NH_4Cl). Багато біологічних рідин (кров та ін.) є такими буферними розчинами. Їх компоненти – карбонати, фосфати і білки. Окислювально-відновні буферні розчини містять сполуки елементів змінної валентності, що знаходяться в двох ступенях окислення, наприклад, солі Fe(III) і Fe(II) .

ВАЗЕЛІН – мазеподібна суміш, яка утворюється загущенням нафтових масел твердими парафіновими вуглеводнями.

ВАЛЕНТНІСТЬ – число, яке показує зі скількома одновалентними атомами може взаємодіяти атом даного елемента або скільки таких атомів цей елемент може замінити у сполуці. Валентність характеризує здатність атома утворювати певну кількість хімічних зв'язків, яка може бути пов'язана із здатністю атомів віддавати або приєднувати певне число електронів. Мірою валентності елемента є кількість атомів водню (або іншого одновалентного елемента), яку атом даного елемента може приєднати чи замінити. Так, у сполуках HCl , H_2O і NH_3 хлор є одновалентним, кисень — двовалентним, а азот — тривалентним, бо вони поєднані відповідно з одним, двома і трьома атомами водню.

ВАН-ДЕР-ВААЛЬСОВІ СИЛИ – сили *міжмолекулярної взаємодії*.

ВАПНЯНЕ МОЛОКО – водний розчин гідроксиду кальцію.

ВИПАРОВУВАННЯ – пароутворення, що відбувається на вільній поверхні рідини. Випаровування з поверхні твердого тіла називається сублімацією.

ВІДНОСНА АТОМНА МАСА – позначається символом A_r ("r" – від англійського "*relative*" – відносний) – відношення маси атома до маси $1/12$ атома вуглецю – ^{12}C (див. *а.о.м.*). У сучасній науковій літературі поряд з терміном "відносна атомна маса" використовується термін *атомна вага* (як синоніми).

ВОДА ВАЖКА – ізотопний різновид води, в якій звичайний водень заміщений його важким ізотопом – дейтерієм (D). Формула HDO або D_2O .

ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК – один з видів міжмолекулярних зв'язків, зумовлений в основному електростатичними силами. Для виникнення

водневого зв'язку потрібно, щоб у молекулі був один або кілька атомів водню, пов'язаних з невеликими, але електронегативними атомами, наприклад: O, N, F. Важливо, щоб у цих електронегативних атомів були неподілені електронні пари. Водневі зв'язки характерні для таких речовин, як вода H_2O , аміак NH_3 , фтороводень HF. Водневий зв'язок приблизно в 20 разів менш міцний, ніж ковалентний. При ньому виникне число зв'язків, утворених атомом H, яке перевищує його формальну валентність.

ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК рН – величина, яка характеризує концентрацію іонів водню в розчинах; чисельно дорівнює негативному логарифму концентрації, вираженої в грам-іонів на літр.

ВІДНОВЛЕННЯ – хімічна реакція, в результаті якої до атомів або іонів приєднуються електрони. У органічній хімії відновленням називають приєднання водню до молекули органічної сполуки.

ВІДНОВЛЮВАЧ – речовина, здатна віддавати електрони іншій речовині (*окиснювачу*).

ВИПАРЮВАННЯ – процес концентрування розчинів твердих речовин шляхом часткового видалення розчинника при кипінні.

ВИСОКОМОЛЕКУЛЯРНІ СПОЛУКИ (ВМС, полімери) – хімічні сполуки, молекулярна вага яких становить величину від декількох тисяч до декількох мільйонів а.о.м.

ВІДСТОЮВАННЯ – механічне відділення твердих частинок під дією сил тяжіння.

ГАЗОВА СТАЛА R – див. *Менделєєва-Клапейрона рівняння*.

ГАЛОГЕНИ – хімічні елементи головної підгрупи VII групи системи Менделєєва: фтор, хлор, бром, йод і астат.

ГЕЛІ (від лат. Gelo – застигаю) у колоїдній хімії – дисперсні системи з рідким дисперсійним середовищем, в яких частинки дисперсної фази утворюють просторову структурну сітку. Представляють собою твердо подібні ("драглисті") тіла, здатні зберігати форму, пружність (еластичність) і пластичність. Типові гелі мають коагуляційну структуру, тобто частинки дисперсної фази з'єднані в місцях контакту силами міжмолекулярної взаємодії безпосередньо або через тонкий прошарок *дисперсійного середовища*.

ГАЛЬВАНОТЕХНІКА – нанесення металевих покриттів на поверхню різних виробів при проходженні постійного струму крізь розчини.

ГЕОХІМІЯ – наука, що вивчає хімічний склад Землі, поширеність в ній хімічних елементів і їх стабільних ізотопів, закономірності розподілу хімічних елементів у різних геосферах, закони поведінки, поєднання і міграції (концентрації і розсіяння) елементів у природних процесах.
Термін "геохімія" введений К.Ф. Шенбейном у 1838 р. Основоположники геохімії – В.І. Вернадський, В. М. Гольдшмідт, А. Е. Ферсман.

ГЕССА ЗАКОН: тепловий ефект хімічної реакції залежить тільки від початкового і кінцевого станів системи і не залежить від її проміжних станів. Справедливий для реакцій, що протікають при постійному об'ємі

або при постійному тиску; для перших тепловий ефект дорівнює зміні внутрішньої енергії системи внаслідок хімічної реакції, для других – зміні ентальпії. Для обчислення теплових ефектів реакцій, в т.ч. практично нездійснених, складають систему термохімічних рівнянь, які представляють собою рівняння реакцій, записані спільно з відповідними тепловими ефектами при даній температурі. При цьому важливо вказувати агрегатний стан реагуючих речовин, тому що від цього залежить величина теплового ефекту реакції.

ГЕТЕРОГЕННІ РЕАКЦІЇ – хімічні реакції між речовинами, що знаходяться в різних фазах (різних агрегатних станах речовини). Наприклад, реакція горіння вугілля – гетерогенна реакція між твердим вуглецем і газоподібним киснем. Реакція взаємодії цинку з соляною кислотою – гетерогенна реакція між твердим цинком і розчином HCl. Гетерогенні реакції протікають не в об'ємі, а на границі розділу фаз – в цьому їх принципова відмінність від *гомогенних реакцій*.

ГЕТЕРОГЕННІ СИСТЕМИ – системи, що складаються з двох або декількох фаз, наприклад вода і пара, що знаходиться над нею, насичений розчин солі з кристалами в ній тощо.

ГІБРИДИЗАЦІЯ – теоретичне уявлення, за допомогою якого вдається зв'язати між собою фізичну картину будови атома і визначити дослідним шляхом геометрію молекул (див. *рентгеноструктурний аналіз*). Наприклад, атом вуглецю має s- і p-орбіталі, але в молекулі CH₄ не вдалося дослідним шляхом виявити окремих зв'язків, утворених s-електронами і окремих зв'язків – утворених p-електронами (всі зв'язки в CH₄ однакові). Тому прийнято, що одна s- і три p-орбіталі "змішуються" (гібридизуються), утворюючи 4 нові, абсолютно однакові орбіталі (чотири sp³-гібридні орбіталі). Ці 4 гібридні орбіталі перекриваються з електронними оболонками 4-х атомів H. Геометричну формулу молекули, яка утворилася, передбачать виходячи з правила, що гібридні орбіталі в молекулі прагнуть розташуватися на максимальній відстані одна від одної. Наприклад, для 4-х гібридних орбіталей це тетраедр. У тих випадках, коли одна або дві p-орбіталі не беруть участі у гібридизації, вони залишаються в не гібридизованому стані і або не несуть електронів, або беруть участь у хімічних зв'язках іншого типу (подвійні і потрійні зв'язки). Це відповідно sp²- і sp-гібридизації. Неподілені електронні ПАРИ теж беруть участь у гібридизації. Наприклад, аміак: NH₃ – sp³-гібридизація атому N, молекула має форму тетраедра, одна з вершин якого – неподілена пара електронів, а ті що залишилися – три атоми H. У різних гібридизаціях разом з s- і p-орбітальними можуть брати участь також і d-орбіталі (sp³d- і sp³d²-гібридизації). Тип гібридизації атому часто визначають за допомогою його *орбітальної діаграми*.

ГІГРОСКОПІЧНІСТЬ – властивість речовин поглинати водяну пару з повітря; до таких речовин відносяться, наприклад, хлорид кальцію, сірчана кислота.

ГІДРАТИ – сполуки речовини з водою, мають постійний або змінний склад і які утворюються в результаті гідратації.

ГІДРОКСИ-ГРУПА – група ОНГ.

ГІДРОЛІЗ – реакція взаємодії речовини з водою.

ГІДРОХІМІЯ – вивчає хімічний склад природних вод та його залежність від хім., фіз. і біол. процесів у навколишньому середовищі. Сформувалася в першій половині ХХ ст. Включає дослідження властивостей води як розчинника мінералів земної кори, вивчення хімічних процесів у воді при її взаємодії з породами, ґрунтами, атмосферним повітрям і організмами, міграції хімічних елементів у гідросфері.

ГІДРАТАЦІЯ – приєднання молекул води до різних речовин.

ГІДРИДИ – сполуки хімічних елементів з воднем.

ГІДРООКСИ (гідрати окисів) – хімічні сполуки оксидів з водою.

ГІДРОФІЛЬНІСТЬ і ГІДРОФОБНІСТЬ – здатність поверхні твердих тіл різною мірою змочуватися водою. Гідрофільні поверхні водою змочуються, гідрофобні – не змочуються.

ГОМОГЕННІ РЕАКЦІЇ – хімічні реакції, які проходять у однорідній фазі. Зазвичай це реакції або в газовій фазі (реакції між газами), або в рідкій фазі (реакції між розчинами). Гомогенні реакції протікають у всьому об'ємі реакційної судини – в цьому їх принципова відмінність від *гетерогенних реакцій*.

ГОМОЛОГІЧНИЙ РЯД (від грец. Homologos – відповідний, подібний) – послідовність органічних сполук з однаковими функціональними групами і однотипною будовою, кожен член якої відрізняється від сусіднього на постійну структурну одиницю (Гомологічна різниця), зазвичай метиленовою групою CH_2 . Члени гомологічного ряду називають – *гомологи*.

ГОРІННЯ – швидкий процес окислення речовини, що супроводжується виділенням великої кількості теплоти і, як правило, світла.

ГОРМОНИ – органічні речовини, що виділяються залозами внутрішньої секреції тварин і людини; є регуляторами найважливіших функцій організму.

ГРАМ-АТОМ – кількість речовини в грамах, чисельно рівна її атомній масі. Термін не рекомендується до вживання. В СІ кількість речовини виражають в *моль*.

ГРАМ-МОЛЕКУЛА – кількість речовини в грамах, чисельно рівна його молекулярній масі. Термін не рекомендується до вживання. В СІ кількість речовини виражають в *моль*.

ГРАМ-ЕКВІВАЛЕНТ – кількість речовини в грамах, чисельно рівна його хімічному еквіваленту. Термін не рекомендується до вживання. В СІ кількість речовини виражають в *моль*.

ГРИМУЧИЙ ГАЗ – суміш двох об'ємів водню і одного об'єму кисню. При підпалюванні вибухає, в присутності губчастої платини горить. Воднево-кисневе полум'я (температура до 2800 °С) служить для плавки кварцу, платини і ін., а також для різання і зварювання металів.

ДЕГАЗАЦІЯ – знешкодження або видалення отруйних речовин з різних об'єктів.

ДЕЗАКТИВАЦІЯ – очищення різних предметів від радіоактивних речовин, присутніх у вигляді забруднень.

ДЕМІНЕРАЛІЗАЦІЯ – сукупність процесів обробки, що призводить до видалення з системи мінеральних солей.

ДЕСТРУКЦІЯ ПОЛІМЕРІВ – процес руйнування макромолекул високомолекулярних сполук, що супроводжується зміною їх структури. Розрізняють деструкцію під дією тепла, світла, випромінювання, хімічних агентів і механічного впливу.

ДЕФЕКТ МАСИ – зменшення маси атома в порівнянні з сумарною масою всіх окремо взятих складових його елементарних частинок, зумовлене енергією їх зв'язків в атомі.

ДІЕЛЕКТРИКИ – речовини, що не проводять електрики.

ДИМИ – вискодисперсні аерозолі з твердими частинками дисперсної фази. Виникають при горінні та інших хімічних реакціях. Дими знаходять застосування в сільському господарстві, військовій справі. Промислові дими забруднюють навколишнє середовище, сприяють утворенню туману, смогу.

ДИСОЦІАЦІЯ (від лат. Dissociatio – роз'єднання) – розпад частки (молекули, радикала, іона), на кілька простіших частинок. Відношення числа частинок, що розпалися при дисоціації, до загального їх числа до розпаду, називається ступенем дисоціації. Залежно від характеру впливу, що спричиняє дисоціацію, розрізняють термічну дисоціацію, фото-дисоціацію, електролітичну дисоціацію, дисоціацію під дією іонізуючих випромінювань.

ДИСПЕРСІЙНЕ СЕРЕДОВИЩЕ – середовище, в якому розміщені частинки подрібненої речовини. Дисперсійне середовище разом з цими частинками (*дисперсною фазою*) називають дисперсною системою (напр., суспензія, молоко, туман, дим). Дисперсійне середовище – компонент або компоненти дисперсної системи, що утворюють безперервну фазу.

ДИСПЕРСНА СИСТЕМА – гетерогенна система з двох або більше фаз з сильно розвиненою поверхнею поділу між ними. Фази дисперсної системи не змішуються між собою і не реагують — тому між ними існує поверхня поділу цих фаз. Одна фаза (дисперсна фаза) розподілена в іншій (*дисперсійному середовищі*). Фази можна розділити між собою фізичними способами: коагуляція, пептизація та ін. Як правило, дисперсна система — це *колоїдний розчин* або розчини високомолекулярних сполук (ВМС). Одна з фаз утворює неперервне дисперсійне середовище (рідина, газ, тверде тіло), в об'ємі якого розподілена (розосереджена) дисперсна фаза у вигляді дрібних твердих частинок, крапель рідини або бульбашок газу. Дисперсну систему з частинками крупнішими ніж 10^{-4} см. називають грубо дисперсними, з частинками менших розмірів – вискодисперсними або колоїдними. Системи з газовим дисперсійним середовищем – аерозолі та аерогелі; з

рідким – *золі*, емульсії, суспензії, піни; з твердим — системи типу рубінового скла, опалу, піноматеріали. Дисперсні системи можуть бути структурованими, якщо між частинками виникають контакти.

ДИСПЕРСНІСТЬ – характеристика розміру часток в дисперсних системах. Міра дисперсності – відношення загальної поверхні всіх частинок до їх сумарному об'єму або маси. Полідисперсність визначається функцією розподілу частинок за розмірами або масами.

ДИСТИЛЬОВАНА ВОДА – вода, очищена від домішок шляхом дистиляції. Застосовують в хімічних лабораторіях, медичній практиці.

ДИСТИЛЯЦІЯ (перегонка) – процес поділу рідких сумішей на фракції при кипінні з подальшим охолодженням і виділенням речовин з певною температурою кипіння.

ДИФУЗІЯ (від лат. Diffusio – поширення, розтікання, розсіювання) – рух частинок середовища, що приводить до переносу речовини і вирівнювання концентрацій або до встановлення рівноважного розподілу концентрацій частинок даного сорту в середовищі. За відсутності макроскопічного руху середовища (наприклад, конвекції) дифузія молекул (атомів) визначається їх тепловим рухом (молекулярна дифузія). У неоднорідній системі (газ, рідина) при молекулярної дифузії за відсутності зовнішніх впливів дифузійний потік (потік маси) пропорційний градієнту його концентрації. Коефіцієнт пропорційності називається *коефіцієнтом дифузії*.

ДОВЖИНА ХВИЛІ – відстань між сусідніми піками хвиль електромагнітного (світлового) випромінювання.

ДОНОРНІ (електроннодонорні) **ВЛАСТИВОСТІ** – здатність атомів елемента віддавати свої електрони іншим атомам. Кількісною мірою донорних властивостей атомів, що утворюють хімічний зв'язок, є їх електронегативність.

ЕБУЛІОСКОПІЯ – підвищення температури кипіння розчину в порівнянні з температурою кипіння розчинника; використовується для визначення молекулярної ваги розчиненої речовини.

ЕКВІВАЛЕНТНА ЕЛЕКТРОПРОВІДНІСТЬ – величина, що характеризує електричну провідність електролітів. Еквівалентна електропровідність визначається провідністю всіх іонів, що утворюються з кількості електроліту, відповідного його *хімічному еквіваленту*, в розчині даної концентрації, найбільш еквівалентна електропровідність відповідає гранично розбавленому розчину.

ЕКВІВАЛЕНТІВ ЗАКОН – один із законів хімії, який встановлює, що відносини мас речовин, що вступають в хімічну взаємодію, рівні або кратні їх хімічним еквівалентам. У загальній формі сформульований У. Волластоном в 1807р.

ЕКЗОТЕРМІЧНІ РЕАКЦІЇ (від грецького *exo* – поза, зовні) – хімічні реакції, що протікають з виділенням тепла.

ЕКОЛОГІЯ (від грецького *oikos* – перебування та *logos* – слово, поняття, вчення) – наука, що вивчає взаємовідносини живих організмів з навколишнім середовищем.

ЕКСТРАГУВАННЯ – процес розділення суміші двох і більше речовин за допомогою розчинників.

ЕЛАСТОМЕРИ – високомолекулярні сполуки з високо еластичними властивостями в широкому інтервалі температур, в основному синтетичний каучук і гуми.

ЕЛЕКТРОДНІ ПРОЦЕСИ (електродні реакції) – пов'язані з переносом електронів крізь межу поділу фаз електрод – електроліт. Залежно від напрямку перенесення електронів розрізняють катодні і анодні електродні процеси, що призводять, відповідно, до відновлення або окислення речовини електрода. Електродні процеси йдуть, наприклад, при *електролізі*.

ЕЛЕКТРОДНИЙ ПОТЕНЦІАЛ В ЕЛЕКТРОХІМІЇ – різниця електричних потенціалів на межі фаз електрод – електроліт. На практиці користуються значеннями т.зв. відносного електродного потенціалу, рівного різниці електродного потенціалу даного електрода і електрода порівняння (наприклад, нормального водневого).

ЕЛЕКТРОКІНЕТИЧНИЙ ПОТЕНЦІАЛ (дзета-потенціал, ζ -Potential) – потенціал, що виникає на площині ковзання *подвійного електричного шару* внаслідок відриву його дифузної частини від адсорбційно зв'язаної нерухомої частини. Дзета-потенціал (ζ -потенціал) визначає заряд дифузного шару і є мірою інтенсивності електрокінетичних явищ у міжфазній області.

ЕЛЕКТРОЛІЗ – процеси, що протікають на електродах при пропущенні електричного струму крізь розчини або розплави електролітів.

ЕЛЕКТРОЛІТИ – речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, що зумовлено розпадом їх на іони.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ – розпад молекул електроліту в розчині з утворенням позитивно і негативно заряджених іонів (аніонів і катіонів).

ЕЛЕКТРОН – стійка елементарна (тобто нероздільна) частинка з елементарним (тобто найменшим з можливих) негативним електричним зарядом і масою $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг. Електрони є складовою частиною атомів усіх елементів. Мають властивості як частинок, так і хвиль.

ЕЛЕКТРОННА КОНФІГУРАЦІЯ – розподіл електронів по енергетичних рівнях, існуючих в електронній хмарі атома. Електронну конфігурацію описують різними способами: а) за допомогою електронних формул, б) за допомогою орбітальних діаграм (див. "*електронна формула*", "*електронний осередок*").

ЕЛЕКТРОННА МІКРОСКОПІЯ – метод дослідження структури речовини в інтервалі розмірів 10^{-4} - 10^{-8} см за допомогою електронного мікроскопа.

ЕЛЕКТРОННА ПАРА – два електрони, які здійснюють хімічний зв'язок. Див. також "*неподілена пара*".

ЕЛЕКТРОННА ФОРМУЛА – запис розподілу наявних в атомі електронів по енергетичних рівнях і орбіталях. Наприклад, електронна формула кисню (елемента номер 8, атом містить 8 електронів): $1s^2 2s^2 2p^4$.

ЕЛЕКТРОННА КОМІРКА – зображення атомної орбіталі у вигляді квадратики, в якому розташовуються (або не розташовуються) електрони у вигляді вертикальних стрілок. Використовуються в орбітальній діаграмі.

ЕЛЕКТРОНОДОНОРНІ ВЛАСТИВОСТІ – див. "донорні властивості".

ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ – відносна здатність атомних ядер притягувати до себе електрони, що утворюють хімічний зв'язок. Характеризує здатність атома до поляризації хімічних зв'язків. Електронегативність різних атомів можна оцінити кількісно – див. таблицю 5 у Додатках.

ЕЛЕКТРОСИНТЕЗ – метод отримання різних хімічних сполук за допомогою електролізу.

ЕЛЕМЕНТ – речовина, що складається з атомів одного виду (з атомів з однаковим зарядом ядра). Часто елемент має кілька *ізоотопів*.

ЕЛЕМЕНТАРНА КОМІРКА кристалічна – поєднання в кристалі атомів, молекул або іонів, таке що багаторазово повторюється. Зобразивши елементарну комірку, ми тим самим ніби зображуємо весь кристал, оскільки він складається з таких комірок.

ЕЛЕМЕНТАРНІ ЧАСТИНКИ – див. *субатомні частинки*.

ЕМУЛЬГАТОРИ – речовини, що полегшують отримання *емульсій*. Емульгаторами служать мила, білки (казеїн, альбумін і др.), вуглеводи (декстрин) і т.д.

ЕМУЛЬГУВАННЯ – процес отримання *емульсій*. Здійснюється диспергуванням однієї рідини в іншій (наприклад, механічним перемішуванням) або конденсацією, тобто виділенням крапельно-рідкої фази з пересичених парів, розчинів або розплавів.

ЕМУЛЬСІЯ — дисперсна система з рідким *дисперсійним середовищем* та рідкою *дисперсною фазою*. Складається з двох взаємно нерозчинних рідин, одна з яких рівномірно розподілена в другій у вигляді найдрібніших крапель, розміри розпорошених часточок є більшими від характерних для колоїдів.

ЕНДОТЕРМІЧНІ РЕАКЦІЇ (від грецького *endon* – всередині) – хімічні реакції, що протікають з поглинанням тепла.

ЕНЕРГІЯ АКТИВАЦІЇ (E_a , іноді позначається як ΔE^\ddagger) – це та додаткова енергія (до середньої енергії E частинок, що зіштовхуються), яка необхідна, щоб зіткнення призвело до хімічної реакції. Енергію активації іноді називають також *енергетичним бар'єром*. Кожна хімічна реакція має свою енергію активації. Значення E_a для реакцій між нейтральними молекулами становлять, як правило, від 80 до 240 кДж/моль. На величину E_a не впливає температура, але може вплинути присутність *каталізатора*.

ЕНТАЛЬПІЯ – "теплосмність" реагуючих речовин. Позначається як ΔH . При постійному тиску (якщо реакція йде не в замкненій посудині) зміна ентальпії в процесі хімічної реакції дорівнює її тепловому ефекту.

ЕСЕНЦІЯ (від лат. *Essentia* – сутність) – концентрований розчин певної речовини, який при вживанні розбавляється, наприклад, оцтова есенція. Термін зазвичай застосовується до розчинів речовин, що витягають із рослин будь-яким розчинником (наприклад, квіткові есенції).

ЖЕЛАТИНА – продукт часткового гідролізу колагену; застосовується в харчовій промисловості, медицині, мікробіології, виробництві фотоматеріалів.

ЖИРИ – складні ефіри гліцерину і жирних кислот.

ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ – сукупність властивостей води, зумовлена наявністю в ній переважно солей кальцію і магнію. Використання жорсткої води призводить до осадження твердого осаду (накипу) на стінках парових котлів, теплообмінників, ускладнює варіння харчових продуктів, прання. Розрізняють тимчасову і постійну жорсткість води. Перша пов'язана з присутністю у воді гідрокарбонатів, друга – інших солей. Тимчасову твердість води усувають кип'ятінням, постійну – пом'якшенням води (додаванням гашеного вапна, соди, застосуванням катіонітів і ін.).

ЗАКОН АВОГАДРО – «Рівні об'єми будь-яких газів (при однакових температурі і тиску) містять однакову кількість молекул. 1 моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.».

ЗАКОН БОЙЛЯ–МАРІОТТА – закон ідеальних газів, згідно з яким добуток тиску на об'єм незмінної маси такого газу при сталій температурі є величина стала: $pV = \text{const}$. У певних межах справедливий для розріджених реальних газів, тобто для природних і нафтових вуглеводневих газів за нормальних (чи стандартних) умов. Тоді його записують так: $p_0 V_0 = pV$, де індекс нуль означає ці умови. Закон відкрив і опублікував у 1662 році Роберт Бойль. Едм Маріотт опублікував такий же закон в 1676 році на основі незалежних досліджень.

ЗАКОН ГЕЙ-ЛЮССАКА – назва двох законів, що описують властивості газів. 1) Закон теплового розширення газів: при сталому тиску залежність об'єму V_t даної маси газу від температури описується формулою: $V_t/T = \text{const}$ або $V_t = V_0(1 + \alpha t)$, де V_0 – об'єм газу при даному тиску і при температурі 273,15 °K; t – температура (емпірична) за шкалою Цельсія; T – термодинамічна температура; α – коефіцієнт об'ємного розширення газу (для інертних газів, водню і кисню α дорівнює коефіцієнту об'ємного розширення ідеального газу $\alpha = 1/(273,15^\circ\text{K})$). 2) Закон об'ємних відношень, за яким при постійних температурі і тиску об'єми газів, які вступають у реакцію, відносяться між собою і до об'ємів газоподібних продуктів реакції, як невеликі прості числа. Наприклад, при взаємодії одного об'єму водню з одним об'ємом хлору утворюється два

об'єми хлористого водню. Закон носить ім'я французького вченого Жозефа-Луї Гей-Люссака.

ЗАКОН ДІЮЧИХ МАС – у хімічній кінетиці: швидкість елементарної гомогенної реакції, для якої молекулярність збігається з порядком, при сталій температурі є прямо пропорційною добуткові концентрацій реагентів у степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам речовин у рівнянні реакції. Закон діючих мас встановили Като Максиміліан Гульдберг і Петер Вааге в 1860-1870 рр.

ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ – маси речовин, які вступають у реакцію та утворюються після неї, пропорційні їх еквівалентам $m_1/m_2 = E_1/E_2$. Еквівалент (E) – еквівалентом елемента називають таку його кількість, яка взаємодіє з 1 мас.ч. H або 8 мас.ч. O або заміщує таку їх кількість у хімічних реакціях. Еквівалент – це умовна частина атому, молекули або іону яка припадає на одиницю перемінної валентності або ступень окиснення. Наприклад, в сполуках HCl, H₂S, NH₃, CH₄ еквівалент хлору, сірки, нітрогену, вуглецю дорівнює відповідно 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль, 1/4 моль. Маса одного еквівалента елемента дорівнює його еквівалентній масі. Так, в наведених вище прикладах еквівалентні маси хлору, сірки, нітрогену та вуглецю відповідно дорівнюють 34,45 г/моль, 32/2 = 16 г/моль, 14/3 = 4,67 г/моль, 12/4 = 3 г/моль.

ЗАКОН ЗБЕРЕЖЕННЯ МАСИ – «Маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються в результаті реакції». Вважається, що одним з перших його висловив Михайло Ломоносов у 1748 році.

ЗАКОН КРАТНИХ ВІДНОШЕНЬ – якщо два елементи, що реагують між собою, утворюють декілька сполук, то різні масові кількості одного елемента, що сполучаються з однією і тією ж масовою кількістю другого, відносяться як невеликі цілі числа. Даний закон сформульовано в 1803 році Джоном Дальтоном. Відтак, елементи завжди з'єднуються між собою в певних масових кількостях, що відповідають їх *еквівалентам*. Цей закон стосується лише *дальтонідів* і його зручно проілюструвати на оксидах азоту N₂O, NO, N₂O₃, N₂O₄, N₂O₅ масова кількість кисню, з'єданого з однаковою масовою кількістю азоту, знаходяться у співвідношенні 1:2:3:4:5.

ЗАКОН СТАЛОСТІ СКЛАДУ – формулюється так: кожна хімічна сполука завжди має один і той самий склад. Це пояснюється тим, що молекули кожної речовини завжди містять одну й ту ж кількість атомів тих самих елементів. Так, молекули води H₂O завжди складаються з двох атомів Гідрогену і одного атому Оксигену, молекули сульфїду заліза FeS – з одного атома Феруму і одного атома Сульфур у і т. д. Коли б до складу молекул цих речовин входили атоми інших елементів або атоми тих самих елементів, але в іншій кількості, то ці речовини – і вода, і сульфїд заліза – були б іншими речовинами. Звідси впливає дуже важливий висновок: хімічний склад даної речовини не залежить від часу, місця і способу її одержання. На основі закону сталості складу хімічних сполук

можна позначити склад їх молекул за допомогою хімічних формул. Сталістю свого складу хімічні сполуки відрізняються від механічних сумішей, склад яких може змінюватись у будь-яких співвідношеннях. Закон був відкритий французьким вченим Жозефом Прустом у 1799 році.

ЗНАКИ ХІМІЧНІ – буквені позначення хімічних елементів. Складаються з першої або з першої і однієї з наступних букв латинської назви елемента, наприклад, Вуглець – С (Carboneum), кальцій – Са (Calcium), кадмій – Cd (Cadmium). Для позначення нуклідів до їх знакам хімічним приписують зліва вгорі масове число, а зліва внизу – атомний номер. Знаки хімічні використовують для написання формул хімічних.

ЗАРЯД ЯДРА – позитивний заряд атомного ядра, дорівнює числу протонів в ядрі даного елемента. Порядковий номер хімічного елемента в Періодичній системі Д. І. Менделєєва дорівнює заряду ядра атома цього елемента.

ЗБЕРЕЖЕННЯ ЕНЕРГІЇ ЗАКОН: в ізольованій системі енергія системи залишається постійною, можливі лише переходи одного виду енергії в іншій. У термодинаміки З.е.з. відповідає *перший початок термодинаміки*, який виражається рівнянням $Q = \Delta U + W$, де Q – кількість повідомленої системі теплоти, ΔU – зміна внутрішньої енергії системи, W – досконала системою робота. Окремий випадок З.е.з. – *Гесса закон*. Закон був винайдений незалежно, для різних видів енергії багатьма вченими, серед яких Готфрід Лейбніц – для *кінетичної енергії*, Джеймс Джоуль для *внутрішньої енергії*, Джон Пойнтінг для *електромагнітної енергії*.

ЗВОРОТНИЙ ОСМОС – метод поділу розчинів, який полягає в тому, що розчин під тиском 3–8 МПа подається на напівпроникну перегородку (мембрану), яка пропускає розчинник (зазвичай воду) і затримує повністю або частково молекули або іони розчиненої речовини. Застосовують для опріснення солоних і очищення стічних вод, концентрування розчинів і ін. В основі методу лежить явище *осмосу*.

ЗОЛА (попіл) – твердий неорганічний осад, що утворюється при згоранні палива або зразка досліджуваної речовини.

ЗОЛІ – *дисперсні системи*, найдрібніші частинки будь-якої речовини в рідкому (гідрозолі), твердому чи газоподібному (аерозолі) середовищі. Золі ще називають “колоїдними розчинами”. З. з водним середовищем називають *гідрозолями*, з органічним середовищем – *органозолями*. Частинки дисперсної фази З. (*міцели*) беруть участь у броунівському русі. При коагуляції ліофобні З., для яких характерна слабка взаємодія частинок з *дисперсійним середовищем*, перетворюються в *гелі*. Твердими З. називають дисперсні системи з розподіленими у твердій фазі тонкими частинками іншої твердої фази.

ІДЕНТИФІКАЦІЯ – встановлення тотожності нового зв'язку з іншим, відомим, на основі зіставлення їх фізичних і хімічних властивостей.

ІЗОМЕРІЯ (від ізо ... і греч. *Meros* – частка, частина) хімічних сполук – явище, що полягає в існуванні ізомерів – сполук, однакових за складом і молекулярною масою, які розрізняються за будовою (структурна ізомерія) або розташуванням атомів в просторі (просторова ізомерія) і, отже, за властивостями. Відкрита в 1823 р. Лібіхом, який демонстрував, що фульмінат срібла AgONC і ізоціанат срібла AgNCO мають один і той же склад, але різні властивості. Термін «ізомерія» запропонований в 1830 р. Берцелиусом.

ІЗОМОРФІЗМ – властивість різних, але споріднених за хімічним складом речовин кристалізуватися в однакових структурах при одному типі хімічного зв'язку. Ізоморфні речовини можуть утворювати кристали змінного складу в результаті взаємного заміщення атомів, іонів або атомних груп (тверді розчини заміщення).

ІЗОТОНІЧНІ РОЗЧИНИ (від ізо ... і греч. *Topos* – напруга) – розчини з однаковим осмотичним тиском. Ізотонічні розчини, що наближаються за складом, величиною водневого показника і іншим властивостям до сироватки крові, називаються *фізіологічними розчинами*; використовують в якості кровозамінників.

ІЗОТОП – атомні різновиди одного і того ж елемента. Ізотопи складаються з атомів з однаковим зарядом ядра (тобто з однаковим числом протонів), але з різними відносними атомними масами (тобто з різним числом нейтронів у ядрі). Дуже багато елементів в природі знаходяться у вигляді суміші з кількох ізотопів.

ІЗОТОПНІ ІНДИКАТОРИ (мічені атоми) – радіоактивні (рідше стабільні) нукліди, які використовуються в складі простих або складних речовин для вивчення хімічного, біологічного та інших процесів з допомогою спеціальних методів (наприклад, мас-спектрометрія, радіометр).

ІЗОТОПНИЙ ОБМІН – мимовільний перерозподіл ізотопів між різними фазами речовини, його молекулами або всередині молекул. Використовується, наприклад, для вивчення хімічних сполук, синтезу мічених сполук, поділу ізотопів.

ІНГІБІТОРИ – речовини, що уповільнюють хімічні реакції.

ІНДИКАТОРИ (кисотно-основні) – речовини складної будови, які мають різне забарвлення в розчинах кислот і основ. Бувають індикатори і для інших речовин (не кислотно-основні). Наприклад, крохмаль – індикатор на появу в розчині йоду (дає синє забарвлення).

ІОННИЙ ЗВ'ЯЗОК – граничний випадок полярного ковалентного зв'язку. Зв'язок між двома атомами вважається іонним, якщо різниця електронегативностей цих атомів більша або дорівнює 2,1.

ІОННИЙ ОБМІН – оборотна хімічна реакція, при якій відбувається обмін іонами між твердою речовиною (*іонітом*) і розчином електроліту або між різними електролітами, що знаходяться в розчині. Іонний обмін застосовують для знесолення води, в гідрометалургії, в хроматографії.

ІОННІ РАДІУСИ – характеристики відстаней між ядрами катіонів та аніонів в іонних кристалах. Експериментальні методи, наприклад,

рентгенівський структурний аналіз і мікрохвильова спектроскопія, приблизно однаково оцінюють між'ядерні відстані, але дають значення іонних радіусів для індивідуальних іонів, що істотно розрізняються.

ІОНІЗАЦІЙНИЙ ПОТЕНЦІАЛ – фізична величина, що визначається відношенням енергії, необхідної для одноразової іонізації атома (молекули), до заряду електрона. Характеризує міцність зв'язку електрона в атомній системі.

ІОНІЗАЦІЯ – перетворення атомів і молекул в іони. Ступінь іонізації – відношення числа іонів до числа нейтральних частинок в одиниці об'єму. Іонізація в електролітах відбувається в процесі розчинення при розпаді молекул розчиненої речовини на іони (*електролітична дисоціація*); в газах – в результаті відриву від атома або молекули одного або декількох електронів під впливом зовнішніх факторів; в разі прилипання електрона до атома або молекули може утворитися негативний іон. Енергія, необхідна для відриву електрона, називається енергією іонізації. Іонізація відбувається при поглинанні електромагнітного випромінювання (фотоіонізація), при нагріванні газу (термічна іонізація), при впливі електричного поля, при зіткненні частинок з електронами і збудженими частками (ударна іонізація) і ін.

ІОНІТИ (іонообмінники) – тверді нерозчинні речовини, здатні обмінювати свої іони з іонами зовнішнього середовища (іонний обмін). Поділяються на аніоніти і катіоніти, що обмінюють відповідно негативно або позитивно заряджені іони, і амфоліти, здатні обмінювати одночасно ті й інші іони. Найбільш поширені синтетичні органічні іоніти – іонообмінні смоли. З неорганічних іонітів важливі природні і синтетичні алюмосилікати, гідроксиди та солі полівалентних металів. Застосовуються головним чином для пом'якшення та *демінералізації* води, а також вилучення з розчинів слідів металів, очищення цукрових сиропів, ліків і багатьох ін.

ІОНИ – негативно або позитивно заряджені частинки, що утворюються при приєднанні або віддачі електронів атомами елементів (або групами атомів). Іони бувають однозарядні ($1+$ або $1-$), двозарядні ($2+$ або $2-$), трьохзарядних і т.д. Див. також "катіони" і "аніони".

ІРЖА – шар частково гідратованих оксидів заліза, що утворюється на поверхні заліза і деяких його сплавів в результаті корозії, спричиненої дією кисню і вологи.

ІЮПАК (IUPAC) – Міжнародний союз теоретичної (чистої) і прикладної хімії (International Union of Pure and Applied Chemistry). Організація, створена в 1919 році. Входить до Міжнародної ради наукових союзів. Координує дослідження, які потребують міжнародного погодження, контролю та стандартизації, рекомендує і стверджує хімічну термінологію.

КАНЦЕРОГЕННІ РЕЧОВИНИ (від лат. cancer – рак і ... ген) – хімічні речовини, вплив яких на організм за певних умов викликає рак та інші пухлини. До канцерогенних речовин відносять представників різних

класів хімічних сполук: поліциклічні вуглеводні, азобарвники, ароматичні аміни, нітрозаміни і ін. Властивості канцерогенних речовин мають також деякі ендogenous продукти (стероїдні гормони, метаболіти триптофану і ін.) при їх надмірному накопиченні або якісних змінах.

КАЛОРИМЕТРІЯ – сукупність методів вимірювання кількості теплоти, що виділяється або поглинається в різних фізичних або хімічних процесах.

КАТАЛІЗ – зміна швидкості хімічної реакції в присутності речовин, які прискорюють або уповільнюють процес шляхом утворення проміжних сполук з реагентами.

КАТАЛІЗАТОРИ – речовини, здатні прискорювати хімічні реакції, самі залишаючись при цьому хімічно незмінними.

КАТІОНИ – позитивно заряджені іони (атоми, що втратили один або декілька електронів).

КВАНТ – певна кількість ("порція") енергії, яку здатна віддати або поглинути фізична система (наприклад, атом) в одному акті зміни стану. Квант світла – порція світлової енергії – називається *фотон*.

КВАНТОВІ ЧИСЛА – описують стан конкретного електрона в електронній хмарі атома:

- **ГОЛОВНЕ (n)** – показує, на якому енергетичному рівні, починаючи від найближчого до ядра (1, 2, 3, ...) перебуває даний електрон;
- **ДОПОМІЖНЕ** або **ОРБІТАЛЬНЕ (l)** – показує вид підрівня (s-підрівень, p-підрівень, d-підрівень, f-підрівень) енергії;
- **МАГНІТНЕ (m_l)** – вказує конкретну орбіталь (s-орбіталь, p_x -орбіталь, p_y -орбіталь і т.д.);
- **СПІНОВЕ (m_s)** – показує, яке з двох можливих (дозволених) станів займає електрон на даній орбіталі.

КИПІННЯ – перехід рідини в пару не тільки шляхом випаровування з вільної поверхні, але і у всьому обсязі внаслідок утворення і зростання в рідкій фазі бульбашок насиченої пари.

КИСЛОТА – складна речовина, в молекулі якої є один або кілька атомів водню, які можуть бути заміщені атомами (іонами) металів. Молекула кислоти дисоціює з утворенням катіонів водню і *кислотного залишку*. (*)Кислотні властивості речовин не обов'язково вичерпуються здатністю давати в розчині іони водню.

КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ – розділ аналітичної хімії, в завдання якого входить визначення кількості елементів, радикалів і функціональних груп в досліджуваній речовині.

КІНЕТИЧНЕ РІВНЯННЯ – 1) в *статистичній фізиці* – рівняння для одночасткової функції розподілу системи багатьох частинок (що дає середнє число частинок з певними значеннями імпульсів і координат), яке описує еволюцію системи в часі. Кінетичне рівняння для газу було вперше запропоновано в 1872 р. Больцманом і носить його ім'я. 2) У *кінетики хімічної* – математичний вираз, що встановлює залежність швидкості хімічної реакції від концентрацій речовин в системі.

КІНЕТИКА ХІМІЧНА – вчення про швидкості хімічних реакцій. Під кінетикою реакції розуміють залежність швидкості даної реакції від тиску, температури, концентрації реагентів і інших параметрів.

КОАГУЛЯНТИ – речовини, введення яких в рідку дисперсну систему спричиняє зчеплення одної з іншою частинок дисперсної фази (*коагуляцію*). Поширені коагулянти – полімерні поверхнево-активні речовини, які використовуються для розділення складних сумішей. У медицині коагулянтами називаються речовини, що підвищують згортання крові.

КОАГУЛЯЦІЯ – злипання частинок колоїдів при їхньому зіткненні в процесі теплового (*броунівського*) руху, перемішування або напрямленого переміщення в зовнішньому силовому полі. У агрегатах (*флокулах*) первинні частинки пов'язані молекулярними силами безпосередньо або через прошарок навколишнього (*дисперсійного*) середовища. Коагуляція зумовлена агрегативною нестійкістю системи і її тенденцією до зменшення вільної енергії.

КОАЛЕСЦЕНЦІЯ (від лат. *Coalesco* – зростатися, з'єднуватися) – злиття крапель рідини або бульбашок газу при їх зіткненні. Коалесценція крапель води – одна з причин випадання атмосферних опадів у вигляді дощу і роси. Коалесценцію використовують при руйнуванні пін і емульсій, нанесенні лакофарбових покриттів методом розпилення, рафінації та дезодорації олій і ін.

КОАЦЕРВАЦІЇ (від лат. *Coacervatio* – накопичення) – виникнення в розчині крапель, збагачених розчиною речовиною. Зазвичай відбувається у водних розчинах білків і полісахаридів при додаванні електролітів і деяких органічних сполук. Коацервація спостерігається, наприклад, при змішуванні водних розчинів желатину і гуміарабіку.

КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК – зв'язування атомів за допомогою загальних (поділених між ними) електронних пар. неполярний ковалентний зв'язок утворюється між атомами одного виду. Полярний ковалентний зв'язок існує між двома атомами в тому випадку, якщо їх електронегативності не однакові.

КОГЕЗІЯ (від лат. *Cohaesus* – пов'язаний, зчеплений) – зчеплення один з одним частин одного і того ж тіла (рідкого або твердого). Зумовлена хімічним зв'язком і міжмолекулярною взаємодією. Зчеплення різнорідних тіл називається *адгезією*.

КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ (*колоїди*) – високодисперсні (мікрогетерогенні) системи з частинками розміром від 10^{-7} до 10^{-5} см. Для колоїдних систем, на відміну від дисперсних систем з більш великими частками, характерний інтенсивний броунівський рух частинок дисперсної фази. Колоїдні системи з сильною взаємодією між молекулами дисперсної фази і дисперсійного середовища називаються ліофільними, зі слабкою взаємодією – ліофобними. Типові колоїдні системи – *золі* і *гелі*.

КОЛОРИМЕТРИЧНИЙ АНАЛІЗ – фізико-хімічний метод, заснований на встановленні концентрації речовини за інтенсивністю і відтінком забарвлення.

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ (координаційні сполуки) – хімічні сполуки, в молекулах яких можна виділити центральний атом (комплексоутворювач) і безпосередньо пов'язані з ним молекули або іони – т.зв. *ліганди*; кількість останніх (зазвичай 4 або 6) визначається т.зв. *координаційним числом*. Центральний атом і ліганди утворюють внутрішню сферу. Зовнішню сферу становлять іони, заряд яких компенсує заряд внутрішньої сфери. Наприклад, у $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ сукупність атомів в квадратних дужках – внутрішня сфера, Co – центральний атом, NH_3 – ліганди, іони Cl – зовнішня сфера. Комплексні сполуки можуть бути як синтетичними, так і природними (гемоглобін, хлорофіл).

КОНДУКТОМЕТРІЯ – електрохімічний метод аналізу, який ґрунтується на вимірюванні електропровідності розчинів.

КОНСТАНТА ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ – є основною кінетичною характеристикою реакції; це коефіцієнт пропорційності в кінетичному рівнянні, що зв'язує швидкість реакції з концентраціями реагуючих речовин і їх стехіометричними коефіцієнтами. Для мономолекулярних реакцій константа швидкості має розмірність с^{-1} , для бімолекулярних – $\text{л}/(\text{моль} \cdot \text{с}^{-1})$. Залежність константи швидкості від температури виражається рівнянням Аррениуса.

КОНЦЕНТРАЦІЯ – відносна кількість якої-небудь речовини в розчині. Наприклад, *відсоткова концентрація* – те ж, що і *масова частка* розчиненої речовини – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, може бути виражена у відсотках. *Молярна концентрація* – відношення числа молей розчиненої речовини до загального об'єму розчину (моль/л).

КООРДИНАЦІЙНИЙ ЗВ'ЯЗОК (донорно-акцепторний зв'язок) – вид хімічного зв'язку; характерний для комплексних сполук, зумовлений передачею електронної пари із заповненої орбіталі ліганда (донора) на вакантну орбіталь центрального атому (акцептора) з утворенням загальної зв'язуючої молекулярної орбіталі.

КООРДИНАЦІЙНЕ ЧИСЛО – 1) в кристалографії – число найближчих до даного атому або іона сусідніх атомів або іонів в кристалі, що знаходяться від нього на однаковій відстані. 2) в координаційній хімії – число *лігандів*, пов'язаних з центральним іоном в комплексних сполуках.

КРЕКІНГ – процес високотемпературної переробки нафти, що проводиться для збільшення виходу моторних палив.

КРЕМНІЙОРГАНІЧНІ ПОЛІМЕРИ – високомолекулярні речовини, які містять атоми кремнію; найбільшого поширення набули каучук і пластмаси на основі поліорганосилоксанів, основний ланцюг яких побудовано з атомів кремнію, що чергуються з атомами кисню.

КРІОСКОПІЯ – явище зниження температури замерзання розчину порівняно з чистим розчинником; застосовується для визначення молекулярної ваги розчиненої речовини.

КРИСТАЛ – тверда речовина, в якій атоми, іони або молекули розташовані в просторі регулярно, практично нескінченно повторюваними групами.

КРИСТАЛІЗАЦІЯ – спосіб очищення речовини шляхом осадження його з насиченого розчину. Зазвичай насичений розчин речовини готується при підвищеній температурі. При охолодженні розчин стає пересиченим і чисті кристали випадають в осад. Домішки, за якими розчин залишається ненасиченим, залишаються в розчиннику і фільтруються від кристалів.

КРИСТАЛІЧНІ ГРАТИ – кристалічна структура характеризується правильним (регулярним) розташуванням частинок в строго певних точках простору кристала. При уявному поєднанні цих точок лініями виходить просторовий каркас, який називають кристалічними ґратами. Точки, в яких розміщені частинки, називаються вузлами кристалічних ґрат. У вузлах можуть перебувати іони, атоми або молекули. Кристалічні ґрати складаються з абсолютно однакових елементарних комірок.

КРИСТАЛОГІДРАТ – кристалічні гідрати (сполучення речовини з водою), які мають постійний склад. Виділяються з розчинів багатьох речовин, особливо солей.

КРИСТАЛОХІМІЧНИЙ РАДІУС – приписується атомам або іонам в кристалі, якщо представляти, що він складається з дотичних твердих куль. Міжатомна відстань дорівнює сумі кристалохімічних радіусів, що залежать від сорту атому і типу хімічного зв'язку.

КУПОРОС – технічна назва кристалогідратів сульфатів деяких важких металів.

ЛАНЦЮГОВА РЕАКЦІЯ – хімічні та ядерні реакції, в яких поява активної частки (*радикала вільного*) викликає велике число послідовних перетворень, що швидко протікають.

ЛІОТРОПНИЙ РЯД – ряд іонів, розташованих в порядку посилення або ослаблення їх впливу на властивості розчинника. Відомі ліотропні ряди іонів за їхньою здатністю адсорбуватися з водних розчинів, за впливом на набухання у воді білків та ін.

ЛІОФІЛЬНІСТЬ І ЛІОФОБНОСТЬ (від грец. *luo* – розчиняю, *phileo* – люблю і *phobos* – страх) – поняття, якісно характеризує взаємодію поверхні твердого тіла з рідиною. Ліофільність (для води – гідрофільність, для олій і жирів – олеофільність) означає гарне (часто повне) змочування, малий міжфазний натяг, стійкість поверхонь до взаємного злипання. Ліофобність (гідрофобність, олеофобність) – протилежні поняття.

ЛУГИ – добре розчинні у воді основи, гідроксиди металів I і II груп періодичної системи Менделєєва і гідрат окису амонію NH_4OH . Всі луги (NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$) у розчинах розпадаються на катіони металів і гідроксид-іони OH^- .

ЛЮМІНЕСЦЕНЦІЯ (від лат. *Lumen*, родовий відмінок *luminis* – світло і *-escent* – суфікс, що означає слабку дію) – світіння речовин, надмірне над їх тепловим випромінюванням при даній температурі і порушену

будь-якими джерелами енергії. Виникає під дією світла, радіоактивного й рентгенівського випромінювання, електричного поля, при хімічних реакціях і при механічних впливах. Приклади люмінесценції – світіння гниючого дерева, деяких комах, екрана телевізора. За механізмом розрізняють резонансну, спонтанну, вимушену і рекомбінаційну люмінесценцію, за тривалістю – флуоресценцію (короткочасну люмінесценцію) і фосфоресценцію (тривалу люмінесценцію).

ЛЮМІНОФОРИ (від лат. Lumen – світло і грец. Phoros – несучий) – органічні та неорганічні речовини, здатні світитися (люмінесціювати) під дією зовнішніх чинників (див. *Люмінесценція*). Найважливіший вид люмінофорів – кристаллофосфори. Люмінофори використовують в люмінесцентному аналізі, виробництві фарб, що світяться і т.д.

МАГНІТНО-СПІНОВІ ЕФЕКТИ в хімічних реакціях, зумовлені зміною спінового стану парамагнітних частинок які реагують, наприклад вільних радикалів. Спричиняються магнітними взаємодіями, які можуть індукуватись зовнішнім магнітним полем, внутрішнім полем, створюваним атомними ядрами, а також змінними високочастотними резонансними полями. Складають основу нового напрямку в хімії, пов'язаного з можливістю змінювати спін реагуючих частинок, а отже, їх реакційну здатність і вихід продукту.

МАЗУТ – рідкий продукт, залишок після відгону з нафти паливних фракцій. значна частина мазуту переробляється на легке моторне паливо шляхом крекінгу.

МАКРОМОЛЕКУЛА – сукупність великого числа атомів, з'єднаних хімічними зв'язками. Речовини, побудовані з макромолекул, називаються *високомолекулярними сполуками*.

МАС-СПЕКТРОМЕТРІЯ – фізико-хімічний метод дослідження речовини шляхом визначення відносини маси до заряду продуктів, що утворюються в результаті розкладання речовини в приладі, званому мас-спектрометром.

МАСОВА ЧАСТКА РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ – див. "*концентрація*".

МАСОВЕ ЧИСЛО (A) – сума числа протонів (Z) і нейтронів (N) в ядрі атома будь-якого елемента ($A = Z + N$).

МЕЗОМЕРІЯ (від мезо ... і грец. Meros – частина) – теорія електронної будови сполук, згідно з якою справжній розподіл електронної густини в молекулі (зображується вигнутими стрілками) є проміжним між розподілами, представленими кількома класичними формулами. Мезомерія практично збігається з резонансною теорією.

МЕТАЛЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК – хімічний зв'язок в кристалі між позитивно зарядженими іонами металу за допомогою електронів із зовнішніх оболонок атомів металу, що вільно переміщаються (по всьому об'єму кристала).

МЕТАЛООРГАНІЧНІ СПОЛУКИ – сполуки, що містять одну або більше зв'язків метал–вуглець.

МИЛА – солі вищих карбонових кислот.

МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ – взаємодія між молекулами з насиченими хімічними зв'язками. Вперше існування молекулярної взаємодії взяв до уваги Я. Д. Ван-дер-Ваальс (1873) для пояснення властивостей реальних газів і рідин. Міжмолекулярна взаємодія має електричну природу.

МІКРОЕМУЛЬСІЇ – рідкі колоїдні системи, які утворюються мимовільно при змішуванні двох рідин з обмеженою взаємною розчинністю (наприклад, вода і масло). Розміри мікрокрапель масла у воді (або води в маслі) не перевищують 100 нм. Мікроемульсії мають ефективну миючу дію, служать для диспергування лікарських засобів. Мікроемульсії, що складаються з води, ліпиду і білка, беруть участь у метаболізмі жирів, ліпопротеїдів. Мікроемульсії з перфторированими вуглеводнями – перспективні кровозамінники.

МІНЕРАЛИ – прості і складні неорганічні речовини, які утворилися в результаті фізико-хімічних процесів, що відбуваються в природі.

МІЧЕНІ СПОЛУКИ – хімічні сполуки, в яких атоми одного або декількох елементів мають ізотопний склад, що відрізняється від природного. Мічені сполуки можуть містити в якості «міток» як стабільні, так і радіоактивні ізотопи (*мічені атоми*). Мічені сполуки одержують хімічним синтезом, ізотопним обміном, біосинтезу і ін. Використовують в хімічному аналізі, біології, медицині, техніці.

МІЦЕЛИ – скупчення правильно розміщених молекул (асоціація молекул), які втримуються переважно дисперсійними силами. Кожна міцела є асоційованою частинкою дисперсної фази золю, котра включає також *подвійний електричний шар* і сольватні оболонки; існує в рівновазі з молекулами та іонами, які її утворюють (наприклад, *поверхнево-активні речовини* в розчинах).

МІЦЕЛОУТВОРЕННЯ – мимовільна асоціація молекул *поверхнево-активних речовин* (ПАР) в розчині. В результаті міцелоутворення виникають *міцели*, що складаються з десятків молекул з довго ланцюговими гідрофобними радикалами (див. Ліофільність і ліофобність) і полярними гідрофільними групами атомів (дифільні молекули). Міцелоутворення забезпечує миючу дію розчинів ПАР, їх застосування для витіснення нафти з пластів, ін.

МОЛЕКУЛА – найменша частка речовини, що визначає його хімічні властивості і здатна до самостійного існування. Молекули складаються з атомів.

МОЛЕКУЛЯРНА ОРБІТАЛЬ – електронна хмара, що утворюється при злитті зовнішніх електронних оболонок атомів (атомних орбіталей) при утворенні між ними хімічного зв'язку. Молекулярні орбіталі утворюються при злитті двох або кількох атомних орбіталей. Число молекулярних орбіталей завжди дорівнює числу взаємодіючих атомних орбіталей. Всі валентні електрони атомів, що беруть участь в утворенні хімічного зв'язку, розташовуються на новостворених молекулярних орбіталях.

МОЛЕКУЛЯРНИХ ОРБІТАЛЕЙ МЕТОД – квантовохімічний розрахунковий метод, який ґрунтується на уявленні про те, що кожен електрон молекули описується своєю хвильовою функцією (молекулярною орбіталлю, МО). На практиці кожен молекулярну орбіталь часто представляють як лінійну комбінацію атомних орбіталей (наближення ЛКАО). Хвильова функція молекули, побудована з молекулярної орбіталі тим чи іншим способом, далі уточнюється, наприклад варіаційним методом. Такий підхід дозволяє приблизно визначити енергетичні стани молекули, пояснити багато її властивостей і структуру.

МОЛЕКУЛЯРНІ СИТА – мікропористі тіла, вибірково поглинають з навколишнього середовища речовини, розміри молекул яких менше розмірів мікропор. До них відносяться природні і синтетичні цеоліти. Молекулярні сита дозволяють робити адсорбційний поділ сумішей речовин в газоподібній і рідкій фазах.

МОЛЕКУЛЯРНІСТЬ РЕАКЦІЇ – число початкових частинок (наприклад молекул, іонів), одночасно взаємодіючих один з одним в одному елементарному акті реакції. Молекулярність реакції може складати 1, 2 або 3. Відповідно розрізняють мономолекулярні, бімолекулярні і тримолекулярні реакції. Іноді (але не завжди) молекулярні реакції збігається з *порядком реакції*.

МОЛЬ – кількість речовини, дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць даної речовини: молекул (якщо речовина складається з молекул), атомів (якщо це атомарна речовина), іонів (якщо речовина є іонною сполукою). Число $6,02 \cdot 10^{23}$ носить назву постійна Авогадро або число Авогадро.

МОЛЯРНА КОНЦЕНТРАЦІЯ – див. "концентрація".

МОЛЯРНА МАСА – маса одного моль речовини в грамах називається молярною масою речовини або грам-молем (розмірність г/моль). Чисельне вираження молярної маси (грам-моль) в грамах збігається з молекулярною вагою (або атомною, якщо речовина складається з атомів), яка вимірюється в а.о.м.

МОЛЯРНІСТЬ (розчину) – концентрація розчину, яка виражена в молях розчиненої речовини на 1 літр розчину. Позначається буквою М. Наприклад, 1М NaOH – це розчин NaOH з концентрацією 1 моль/л.

МОНОМЕРИ – низькомолекулярні сполуки, які містять реакційне здатні групи або подвійні зв'язки. Застосовуються для синтезу полімерів.

МОНОКРИСТАЛ – кристал речовини, у всьому обсязі якого кристалічна решітка однорідна, тобто не має дефектів. Монокристали часто прозорі і зазвичай мають правильну форму.

НАКИП – тверді відклади, які утворюються на поверхні теплообмінника при нагріванні і випаровуванні жорсткої води.

НАПІВМЕТАЛИ – речовини (Bi, As, Sb, Te та ін.), Близькі за властивостями до типових металів, але володіють в 10^2 – 10^5 разів меншою електропровідністю. Властивості напівметалів різко залежать від

зовнішніх впливів (температури, магнітного поля та ін.), Це використовується при їх практичному застосуванні (в магнітометри, для термоелектричного і термомагнітного охолодження).

НАФТА – складна суміш вуглеводнів різних класів; рідке вичопне паливо, зазвичай темно-бурого кольору з характерним запахом.

НЕЙТРОН – електронейтральна елементарна (тобто нероздільна) частинка з масою приблизно $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг або 1,00867 а.о.м. Нейтрони разом з протонами входять до складу атомних ядер.

НЕЗВ'ЯЗУЮЧА ПАРА – те ж, що *неподілена пара електронів*.

НЕПОДІЛЕНА ПАРА ЕЛЕКТРОНІВ – зовнішня електронна пара атома, що не бере участі в утворенні хімічного зв'язку.

НЕСТЕХІОМЕТРИЧНІ СПОЛУКИ – хімічно індивідуальні речовини змінного складу, що не відповідає стехіометричним співвідношенням. Внаслідок особливостей своєї структури нестехіометричними сполуками є деякі кристалічні речовини (гідриди, оксиди, сульфіді, металіди і ін.). До нестехіометричних сполук відносяться польові шпати, шпінелі та інші мінерали.

НІТРАТ – сіль азотної кислоти, містить однозарядний аніон NO_3^- . Застаріла назва – селітра – в даний час використовується переважно в мінералогії, як назва для мінералів, а також для добрив в сільському господарстві.

НІТРИТ – сіль азотної кислоти HNO_2 . Нітриту термічно менш стійкі, ніж нітрати. Застосовуються у виробництві азобарвників і в медицині.

НОРМАЛЬНИЙ ЕЛЕМЕНТ – гальванічний елемент, електрорушійна сила якого стабільна при постійній температурі і тиску. Позитивний електрод нормального елемента – Hg, негативний – амальгама кадмію або цинку, електроліт – водний розчин сульфату кадмію або цинку. Розрізняють нормальний елемент насичений (електрорушійна сила 1,0185 – 1,0187 В) і ненасичений (електрорушійна сила 1,0186 – 1,0194 В). Використовують як зразкову міру електрорушійної сили і джерела опорної електрорушійної сили в вимірювальних приладах.

НОРМАЛЬНІ УМОВИ (н.у.) – для газових систем називають температуру 0°C (273°K) і тиск 1 атм (760 мм ртутного стовпа або 101325 Па). Не плутати зі стандартними умовами!

НУКЛОНИ – елементарні частинки (протони і нейтрони), що входять до складу ядра атома.

ОДОРАЦІЯ – надання газу або повітрю характерного, зазвичай попереджувального запаху; сприяє встановленню витікань побутового і технологічних газів.

ОКИСНЕННЯ (речовини) – хімічна реакція, при якій електрони відбираються у даної речовини *окислювачем*.

ОКИСЛЕННЯ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК – введення в молекулу атомів кисню або відщеплення атомів водню.

ОКИСЛЮВАЧ – речовина, здатна віднімати електрони в іншій речовині (*відновника*).

ОКЛЮЗІЯ (від середньовічної століття. Лат. Occlusio – замикання, переховування) – 1) поглинання газів твердими металами або розплавами з утворенням твердих або рідких розчинів або хімічних сполук (наприклад, нітридів, гідридів). 2) оклюзія циклону – замикання холодного і теплого фронтів в області циклону, що приводить до заповнення останнього холодним повітрям.

ОКСИДИ – складні речовини, що складаються з атомів двох елементів, один з яких – *кисень* у ступені окислення -2.

ОКСИДИ КИСЛОТНІ – оксиди, які при взаємодії з основами утворюють сіль і воду.

ОКСИДИ ОСНОВНІ – оксиди, які при взаємодії з кислотами утворюють сіль і воду.

ОКТАНОВЕ ЧИСЛО – показник, що характеризує стійкість бензину до детонації. Умовно октановим числом називають процентний вміст изооктана в суміші з гептаном.

ОЛІГОМЕРИ – полімери порівняно невеликою молекулярною масою. До олігомерів відносяться синтетичні смоли – феноло-формальдегідні, епоксидні, поліефірні та ін., а також деякі природні речовини, наприклад, гормон окситоцин, антибіотики.

ОПТИЧНА АКТИВНІСТЬ – властивість деяких речовин викликати обертання площини поляризації при проходженні через них плоско поляризованого світла. Оптично активні речовини бувають двох типів. У речовин першого типу (цукор, камфора, винна кислота) оптична активність не залежить від агрегатного стану і зумовлена несиметричною будовою молекул. Речовини другого типу (кварц, кіновар) оптично активні тільки в кристалічному стані, що пов'язано з асиметрією сил, що зв'язують молекули і іони в кристалічній решітці. Штучна (наведена) оптична активність виникає в магнітному полі.

ОРБІТАЛЬ – простір біля ядра, в якому можна виявити електрон. За межами цього простору ймовірність знаходження електрона досить мала (менше 5%).

ОРБІТАЛЬНА ДІАГРАМА – те ж, що *електронна формула* елемента, але записана за допомогою намальованих від руки *електронних комірок*, усередині яких електрони зображуються вертикальними стрілками.

ОСАДЖЕННЯ – метод розділення речовин, який базується на їх різній розчинності; при упарюванні розчину або додаванні осаджувача малорозчинна сполука випадає в осад.

ОСМОС (від грец. Osmos – поштовх, тиск) – одностороннє перенесення розчинника крізь напівпроникну перегородку (мембрану), що відокремлює розчин від чистого розчинника або розчину меншої концентрації. Зумовлений прагненням системи до термодинамічної рівноваги і вирівнювання концентрацій розчину по обидві сторони мембрани. Характеризується осмотичним тиском; він дорівнює надлишковому

зовнішньому тискові, який слід докласти з боку розчину, щоб припинити осмос. Відіграє важливу роль у фізіологічних процесах.

ОСНОВИ – складні речовини, в яких атом (або атоми) металу пов'язані з гідроксид-іонами (ОН-групами). Розчинні основи можуть розпадатися в розчині з утворенням гідроксид-іонів ОН⁻.

(*) Основні властивості речовин не обов'язково вичерпуються здатністю давати в розчині іони ОН⁻.

ОСНОВИ АМФОТЕРНІ – складна речовина, здатна виявляти як кислотні, так і основні властивості залежно від партнера по реакції. Амфотерна основа здатна віддавати як іони водню Н⁺ у реакціях з звичайними основами, так і гідроксид-іони ОН⁻ в реакціях з звичайними кислотами. Див. також "*амфотерність*" і "*амфоліти*".

ОХОЛОДЖУЮЧІ СУМІШІ – системи двох або декількох речовин, при змішуванні яких відбувається зниження температури внаслідок поглинання теплоти.

ПИЛЮКИ (пил) – аерозолі з твердими частинками дисперсної фази розміром переважно 10^{-4} – 10^{-1} мм. Пилюки бувають різного походження: виробничого, біологічного, вулканічного та ін., деякі види виробничих пилюк вибухо- і пожежонебезпечні, забруднюють навколишнє середовище, викликають професійні захворювання.

ПЕПТИЗАЦІЯ — розщеплювання агрегатів (грудок, пластівців, згустків), що виникли при коагуляції дисперсних систем, на первинні частинки під дією рідкого середовища (наприклад, води) або спеціальних речовин — пептизаторів. Пептизація – один із способів отримання колоїдних розчинів, застосовується в техніці при одержанні вискодисперсних суспензій глин та інших речовин. Пептизація – процес зворотний *коагуляції* – розпад агрегатів на первинні частинки, або перехід гелю в золь.

ПЕРВИННИЙ ЕЛЕМЕНТ – гальванічний елемент одноразового використання. Розрядна напруга 0,5-3,5 В, ємність 10^{-2} – 10^2 А.ч, питома енергія 10 – 500 Вт.год/кг. Найбільш поширені марганцево-цинкові первинні елементи (елементи Лекланше). Застосовуються головним чином для живлення переносних пристроїв.

ПЕРЕСИЧЕНИЙ РОЗЧИН – розчин, в якому при даних температурі і тиску концентрація розчиненої речовини більше, ніж в насиченому розчині. Пересичений розчин зазвичай отримують повільним охолодженням розчину, насиченого при більш високій температурі.

ПЕРЕХІДНИЙ СТАН (*активований комплекс*) – конфігурація системи атомних ядер і електронів, що беруть участь в елементарному акті хімічної реакції, в момент подолання системою енергетичного бар'єру, що розділяє її початковий і кінцевий стани. Теорію перехідного стану застосовують для розрахунку швидкостей хімічних реакцій.

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН – фундаментальний закон природи, який визначає, що властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від

значень зарядів ядер атомів. Російський вчений Менделєєв Дмитро Іванович 1869 року при співставленні властивостей відомих на той час хімічних елементів та величин їх атомних мас сформулював Періодичний закон таким чином: властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень атомних мас. У 1911 р. голландський фізик А. Ван ден Брук висловив припущення, що атомний номер елемента збігається з величиною позитивного заряду ядра атома, яке і стало основою класифікації хімічних елементів. У 1920 році англійський фізик Дж.Чедвік експериментально підтвердив гіпотезу Ван ден Брука, тим самим був розкритий фізичний зміст порядкового номера елемента в Періодичній системі.

ПЕРЕГОНКА – спосіб очищення речовин (як правило, рідин) шляхом їх випаровування в одній посудині і конденсації пари в іншій посудині. Перегонкою можна розділяти рідини, якщо їх температури кипіння відрізняються.

ПЕРЕКИСИ – сполуки, до складу яких входить група –O–O–, пов'язана з атомом вуглецю (органічні), або кисень хімічно пов'язаний з металом (неорганічні), наприклад, перекис Диметил $\text{CH}_3\text{-O-O-CH}_3$, або надперекис натрію NaO_2 .

ПЕРЕХІДНИЙ СТАН (те ж, що *активований комплекс*) – короткоіснуюча молекула, що виникає в хімічній реакції при переході від початкового стану (реагент) в кінцевий (продукт). Енергія і геометрія перехідного стану відповідають вершині енергетичного бар'єру, що розділяє реагенти і продукти (див. також *енергія активації*).

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА – сучасне формулювання: «Властивості елементів періодично змінюються відповідно до заряду ядер їх атомів».

ПИТОМА ВАГА – вага одиниці об'єму речовини. На відміну від щільності, питома вага не є фізико-хімічною характеристикою речовини, тому що залежить від місця вимірювання.

ПИТОМИЙ ОБ'ЄМ – об'єм, займаний одиницею маси речовини; величина, зворотна щільності.

ПІГМЕНТИ – тонкодисперсні, пофарбовані порошки, нерозчинні у воді; при розтиранні з плівкоутворюючими речовинами дають дисперсії, звані фарбами (наприклад, сурик свинцевий 2PbO-PbO_2 (або Pb_3O_4); синій кобальт CoAl_2O_4).

ПІДОБОЛОНКА (те ж, що *підрівень*) – частина електронної оболонки, що складається з орбіталей одного виду. Наприклад, п'ять d-орбіталей складають d-підоболонки (d-підрівені), три p-орбіталі – p-підоболонки (p-підрівені) і т.д.

ПІНИ – структуровані дисперсні системи; являють собою скупчення пухирців газу (дисперсна фаза), розділених тонкими прошарками рідкого дисперсійного середовища. Утворення пін – необхідна стадія у виробництві *пінопластів*, пінобетону та інших пористих конструкційних матеріалів. Стійкі піни з діоксиду вуглецю – засіб гасіння пожеж.

ПІНОПЛАСТИ – газонаповнені пластмаси, в яких газ наповнює порожнини, які несполучені між собою.

ПІРОЛІЗ – хімічні перетворення органічних сполук або матеріалів під дією високої температури; наприклад, шляхом піролізу деревини можна отримати цінні хімічні продукти.

ПЛАЗМА – іонізований газ, що містить заряджені частинки – вільні електрони і газові іони.

ПОВЕРХНЕВО-АКТИВНІ РЕЧОВИНИ (ПАР) – речовини, здатні адсорбуватися на поверхнях поділу фаз і знижувати внаслідок цього їх поверхневий натяг.

ПОВЕРХНЕВО-ІНАКТИВНІ РЕЧОВИНИ (ПІР) – речовини, не здатні адсорбуватися на поверхнях поділу фаз і внаслідок цього підвищують поверхневий натяг системи.

ПОВІТРЯ – суміш газів, з яких складається атмосфера Землі: азот (78,09% за об'ємом), кисень (20,95%), благородні гази (0,94%), вуглекислий газ (0,03%). Густина 1,2928 г/л, розчинність в воді 29,18 см³/л. Завдяки кисню, що міститься в повітрі, він використовується як хімічний агент в різних процесах (горіння палива, виплавка металів з руд, промислове отримання багатьох хімічних речовинів). З повітря отримують кисень, азот, інертні гази. Використовують як холодоагент, тепло-, електро- і звукоізоляційний матеріал; стиснене повітря – робоче тіло в пневматичних пристроях, наприклад, автомобільних шинах, струменевих і розпилювальних апаратах. Повітря необхідне для життєдіяльності більшості живих організмів. Розвиток промисловості, транспорту призводить до забруднення повітря, тобто до підвищення вмісту в ньому вуглекислого та інших шкідливих газів. В системі заходів з охорони навколишнього середовища важливе значення мають санітарний контроль за станом повітря, ретельне очищення та знешкодження промислових газів перед викидом їх в атмосферу, винесення промислових підприємств за межі житлових районів тощо.

ПОДВІЙНИЙ ЗВ'ЯЗОК – зв'язок між двома атомами, що здійснюється чотирма електронами, наприклад в молекулі етилену, бутадієну.

ПОДВІЙНИЙ ЕЛЕКТРИЧНИЙ ШАР (ПЕШ) – тонкий шар на межі двох фаз із просторово розділених електричних зарядів протилежного знаку. У випадку ліозолей ПЕШ складається з іонів одного знаку, які міцно зв'язані з дисперсною фазою (*потенціал-визначальні іони*), і еквівалентної кількості протилежно заряджених іонів, які знаходяться у рідкому дисперсійному середовищі біля міжфазної поверхні (*протиіони*). Заряд на поверхні твердої фази розглядається як поверхневий заряд. Структура шару протиіонів згідно з теорією Гуї-Чепмена складається з двох шарів – щільного і дифузного. Наявність останнього пояснюється тепловим рухом молекул. Крива електричного потенціалу у при поверхневій зоні має крутішу ділянку – де більше компенсуючих протиіонів і менш круту – де їх менше. Дифузний шар ПЕШ відривається при рухові рідини або твердої частинки. При цьому

потенціал дифузної частини ПЕШ приймають рівним дзета-потенціалу (див. *електрокінетичний потенціал*).

ПОЛІКРИСТАЛИ – безліч зрощених монокристалів кристалічної речовини. Найбільш поширена форма існування кристалічних речовин. Наприклад, побутова кухарська сіль.

ПОЛЯРИЗАЦІЯ – поділ позитивних і негативних зарядів.

ПОЛЯРОГРАФІЯ – електрохімічний метод аналізу, який ґрунтується на пропорційності між дифузійним струмом і концентрацією речовини в розчині.

ПОРЯДОК РЕАКЦІЇ – по даній речовині – показник ступеня при концентрації цієї речовини в кінетичному рівнянні. Сума порядків по всіх речовинах називається загальним чи сумарним порядком реакції. Наприклад, для реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$: кінетичне рівняння $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$; другий порядок по NO, перший порядок по O₂, загальний (сумарний) порядок реакції 3. Для елементарних реакцій порядок – має цілу чисельну величину, що збігається з *молекулярністю реакції*. Для інших реакцій порядки визначаються тільки експериментально, причому вони можуть мати як ціле, так і дробове (і навіть нульове) значення.

ПОТЕНЦІАЛ ОСАДЖЕННЯ – різниця електричних потенціалів, яка виникає при осіданні в середовищі, що містить заряджені дисперсні частки.

ПРАВИЛО ГУНДА – «При заселенні орбіталей з однаковою енергією (наприклад, п'яти d-орбіталей) електрони в першу чергу розселяються поодиноці на вакантних ("порожніх") орбіталях, після чого починається заселення орбіталей іншими електронами».

ПРАВИЛО ОКТЕТА – атоми елементів прагнуть до найбільш стійкої електронної конфігурації. Найпоширеніша стійка електронна конфігурація – це завершена зовнішня електронна оболонка з 8 електронами (з октетом електронів).

ПРАУТА ГІПОТЕЗА – припущення, згідно з яким атоми всіх хімічних елементів утворилися з атомів водню, які є «первинною матерією». Висловлена в 1815 – 16 р. англійським лікарем У. Праутом (W. Prout). Гіпотеза Праута була першою (пізніше не підтвердилася) гіпотезою, що допускала складну будову атомів.

ПРИНЦИП ПАУЛІ (заборона Паулі) – «Ніякі два електрони в одному атомі не можуть характеризуватися однаковим набором всіх чотирьох квантових», тобто чисел n , l , m_l і m_s .

ПРОВАЛ ЕЛЕКТРОНА – те ж, що і "*проскакування електрона*".

ПРОМОТОРИ – речовини, самі по собі не є каталізаторами даної реакції, але підсилюють дію основного каталізатора.

ПРОСКАКУВАННЯ ЕЛЕКТРОНА – відступи від загальної для більшості елементів послідовності заповнення електронних оболонок (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d і так далі), пов'язані з тим, що ці "порушення правил" забезпечують атомам деяких елементів меншу енергію порівняно із заповненням електронних оболонок "за правилами".

ПРОСТА РЕЧОВИНА – речовина, яка складається з атомів лише одного елемента або з молекул, побудованих з атомів одного елемента. Приклади: залізо, кисень, озон, алмаз, аргон, мідь і т.д.

ПРОТОН – стійка елементарна (тобто нероздільна) частинка з елементарним (тобто найменшим з можливих) позитивним електричним зарядом і масою $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг (або 1,00728 а.о.м.). Протони разом з нейтронами входять до складу атомних ядер. Порядковий номер хімічного елемента в Періодичній системі Д.І. Менделєєва дорівнює числу протонів в ядрі атома цього елемента.

РАДИКАЛИ ВІЛЬНІ – частинки, які мають вільні валентності. Речовини, що утворюють вільні радикали, використовуються в якості каталізаторів полімеризації.

РАДІАЦІЙНА ХІМІЯ – область хімії, яка вивчає хімічні перетворення, що відбуваються при впливі іонізуючих випромінювань.

РАДІОПРОТЕКТОРИ (від радіо ... і лат. protector – захисник) – хімічні сполуки, що підвищують стійкість організму до дії іонізуючого випромінювання здійснюватиме (шляхом створення аноксії, нейтралізації іонізованих атомів і молекул та ін.). Вводять в організм перед опроміненням, наприклад при променевої терапії злоякісних пухлин. До ефективних радіопротекторів відносяться речовини, що містять сульфгідрильні групи, деякі аміни, полімери та ін.

РАДІОХІМІЯ – розділ хімії, який вивчає властивості радіоактивних речовин – хімічних сполук, радіоактивних елементів (тобто елементів, всі ізотопи яких радіоактивні), радіонуклідів (у т.ч. радіоактивних ізотопів нерадіоактивних елементів).

РЕАГЕНТИ – вихідні речовини в хімічній реакції. Формули реагентів записуються завжди в лівій частині рівняння хімічної реакції.

РЕАКТОРИ – апарати для здійснення хімічних або фізико-хімічних процесів.

РЕАКЦІЇ ХІМІЧНІ – перетворення одних речовин на інші, відмінні за хімічним складом і (або) будовою. Характеризуються стехіометричним співвідношенням речовин, які беруть участь в них, ступенем перетворення, *константами швидкості та рівноваги, енергією активації, тепловим ефектом*. Хімічні реакції класифікують за кількістю молекул, що беруть участь в елементарному акті (моно-, бімолекулярні), кінетичним механізмом (послідовні, паралельні, пов'язані), характером хімічного процесу (розкладання, окислення, полімеризація та ін.), типом частинок, які беруть участь в хімічних реакціях (іонні, радикальні), за фазовим станом реагуючих систем (газо-, рідко- і твердофазні). Гомогенні хімічні реакції протікають в об'ємі фази, гетерогенні – на поверхні розділу фаз.

РІДКІСНІ МЕТАЛИ – назва групи металів (більше 50), що використовуються в невеликих кількостях або щодо нових в техніці. Кількість рідкісних металів в земній корі становить 0,53% по масі (0,41% припадає на титан). До рідкісних металів відносять: елементи І групи

періодичної системи – Li, Rb, Cs, Fr; II групи – Be, Ra; III групи – Ga, In, Tl, Sc, Y, La, Ac, лантаніди і актиноїди; IV групи – Ti, Zr, Hf; V групи – V, Nb, Ta; VI групи – Mo, W, Po; VII групи – Re, Tc. У міру збільшення виробництва цих елементів термін «рідкісні метали» стає все більш умовним.

РЕКТИФІКАЦІЯ – розділення рідких сумішей, яке базується на дифузійному обміні речовини між рідиною і парою.

РЕНТГЕНОСТРУКТУРНИЙ АНАЛІЗ – експериментальний метод визначення будови кристалів і геометрії молекул. Рентгенівське випромінювання несе ще більш високу енергію, ніж *ультрафіолетове*, тому може проникати вглиб "непрозорих" твердих тіл. Якщо рентгенівським випромінюванням опромінити *монокристал* будь якої речовини, то в товщі її рентгенівські промені розсіюються і відбивається від атомів, розташованих в строгому порядку, даючи теж впорядковане зображення на фотоплівці. Отримане фотозображення можна розшифрувати таким чином, що виходять координати x, y, z для кожного атома кристала в тривимірному просторі. Поєднуючи знайдені точки лініями, отримують точні геометричні зображення молекул речовини.

РЕЧОВИНА – в природознавстві існує ряд понять, яким важко дати строге визначення. Речовина – одне з таких понять. У загальному значенні вона використовується для позначення того, що заповнює простір і має масу. В більш вузькому сенсі речовина – це те, з чого складаються навколо нас предмети. У хімії частіше використовується поняття конкретної речовини – хлорид натрію, сульфат кальцію, цукор, бензин і т.д. Див. також "*проста речовина*", "*складна речовина*", "*суміш*".

РИФОРМІНГ – процес переробки нафтопродуктів з метою отримання високооктанових автомобільних бензинів.

РІВНОВАГА ХІМІЧНА – стан реакційної системи, в якій хімічна реакція відбувається одночасно в двох протилежних напрямках з однаковою швидкістю.

РІВНОВАГА – стан системи, при якому параметри не залежать від часу.

РІВНЯННЯ ХІМІЧНІ – запис хімічної реакції за допомогою хімічних формул і чисельних коефіцієнтів. У лівій частині хімічних рівнянь записуються формули вихідних речовин, в правій – продуктів реакції. Коефіцієнти перед формулами (т.зв. стехіометричні) підбираються так, щоб сума атомів одних і тих же елементів була однаковою в лівій і правій частинах рівняння.

РІДКІ КРИСТАЛИ – рідини, які мають анізотропію властивостей (зокрема, оптичну), пов'язану з впорядкованістю в орієнтації молекул. Завдяки сильній залежності властивостей рідких кристалів від зовнішніх впливів вони знаходять різноманітне застосування в техніці (в температурних датчиках, індикаторних пристроях, модуляторах світла і т.д.).

РОЗСІЯНІ ЕЛЕМЕНТИ – група хімічних елементів, як правило, не утворюють самостійних мінералів (присутні у вигляді ізоморфних домішок

в мінералах більш поширених елементів). Типові розсіяні елементи – рубідій, галій, гафній, германій та ін.

РОЗЧИННИСТЬ – здатність речовини розчинятися в тому чи іншому розчиннику. Мірою розчинності речовини за даних умов є його вміст в насиченому розчині.

РОЗЧИННИК – з двох або кількох компонентів розчину розчинником називається той, який взятий в більшій кількості і має той же агрегатний стан, що й розчин в цілому.

РОЗЧИН НАСИЧЕНИЙ – розчин, в якому дана речовина при даній температурі вже більше не розчиняється. Насичений розчин знаходиться в динамічній рівновазі з нерозчиненою (при даних умовах) речовиною.

РОЗЧИНИ – просте визначення: однорідні молекулярні суміші з двох або більше речовин. Більш повне визначення: розчинами називають фізико-хімічні однорідні суміші змінного складу, що складаються з двох або декількох речовин і продуктів їх взаємодії.

РЯД НАПРУГ в електрохімії – послідовність розташування металів в порядку зростання значень зі стандартного потенціалу (за нуль взято потенціал водню). Наприклад, ряд напруг деяких металів: К, Са, Mg, Al, Zn, Cr(III), Fe(II), H₂, Cu, Ag, Hg, Au. Кожен метал витісняє з розчинів солей метали, що стоять праворуч від водню; метали, які розташовані лівіше H₂, витісняють його з кислот.

САЖА – дисперсний вуглецевий продукт неповного згоряння або термічного розкладання вуглеводнів, що складається зі сферичних частинок чорного кольору.

САМОДИFUЗИЯ – дифузія в чистій речовині або в розчині постійного складу, коли дифундують власні частинки речовини і її хімічний склад не змінюється.

СИЛІКАГЕЛЬ – мікропористе тіло, одержуване прожарюванням гелю полікремнієвої кислоти; складається з SiO₂. Застосовують для осушення, очищення і розділення хлоридів, спиртів, амінокислот, вітамінів, антибіотиків та ін., Як адсорбент в хроматографії, носій каталізаторів.

СИЛІКОНИ – кисневмісні *високомолекулярні* кремній-органічні сполуки.

СИНЕРЕЗИС (від грец. *synairesis* – стиснення, зменшення) – мимовільне зменшення об'єму холодців і гелів, що супроводжується відділенням рідини. Має важливе значення в технології гум, хімічних волокон, пластмас, при виробництві сиру, в хлібопеченні.

СИНТЕТИЧНІ КРИСТАЛИ – вирощують в лабораторних або заводських умовах. деякі з них не зустрічаються в природі, але є найважливішими технічними матеріалами, наприклад Ge і Si в напівпровідниковій електроніці. Інші зустрічаються в недостатній кількості (алмаз) або не мають потрібної чистоти і розмірів (рубін, кварц). Багато синтетичних кристалів застосовують в годинниковій, ювелірній промисловості (топаз, сапфір, аквамарин, фіаніти та ін.).

СЕДИМЕНТАЦІЯ (sedimentum — осідання) – осідання або спливання часток дисперсної фази (твердих крупинок, крапельок рідини, бульбашок газу) в рідкому або газоподібному дисперсійному середовищі в гравітаційному полі або полі відцентрових сил. Седиментація відбувається, якщо направлений рух частинок під дією сили тяжіння або відцентрової сили переважає над хаотичним тепловим рухом частинок.

СКЛАДНА РЕЧОВИНА – речовина, яка складається з молекул, побудованих з атомів різних елементів. Приклади: сіль, цукор, диоксид вуглецю, бензин, вода і т.д.

СОЛІ – продукти заміщення атомів водню кислоти на метал або груп OH^- основи на кислотний залишок. При повному заміщенні утворюються середні, або нормальні, солі (NaCl , K_2SO_4 та ін.), при неповному заміщенні іонів H^+ – кислі (наприклад, NaHCO_3), неповному заміщенні груп OH^- – основні (наприклад, $(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})\text{Al}(\text{OH})_2$). Розрізняють також подвійні солі (наприклад, KCl , MgCl_2) і комплексні. У звичайних умовах солі – кристали з іонною структурою. Солі розчинні в полярних розчинниках, особливо в воді; в розчинах дисоціюють на катіони і аніони. Багато мінералів – це солі, що утворюють поклади (наприклад, NaCl , KCl).

СОЛІ КИСЛІ – солі, які крім іонів металу і кислотного залишку містять іони водню.

СОЛІ ОСНОВНІ – солі, які крім іонів металу і кислотного залишку містять гідроксильні групи (OH^- групи).

СОЛЬВАТАЦІЯ – взаємодія молекул розчиненої речовини (або їх асоціатів) з молекулами розчинника. Призводить до зміни властивостей молекул в розчині (у порівнянні з властивостями газової фази), впливає на всі фіз. і фіз.-хім. процеси, що протікають в розчинах, в т.ч. визначає швидкість реакцій у розчинах і положення рівноваги, а в ряді випадків і їх механізм. Сольватація у водних середовищах часто називають *гідратацією*. Найбільш інтенсивна сольватація іонів у розчинах електролітів.

СОЛЮБІЛІЗАЦІЯ (від позднелат. Solubilis – розчинний) (колоїдне розчинення) – мимовільне проникнення низькомолекулярної речовини всередину міцел поверхнево-активної речовини або макромолекулярних клубків полімеру. Відбувається, наприклад, при емульсійній полімеризації, в процесі травлення. Одне з явищ, які зумовлюють миючу дію.

СОРБЦІЯ (від лат. Sorbeo — поглинаю) — захоплення газу або пари твердим тілом або рідиною. Тіло, що поглинає, називається сорбентом, а речовина, котра поглинається ним — сорбатом (або сорбтивом). Розрізняють декілька видів поглинання речовини:

- **АБСОРБЦІЯ** – всією масою рідкого сорбенту;
- **АДСОРБЦІЯ** – поверхневим шаром твердого або рідкого сорбенту;
- **ОКЛЮЗІЯ** – поглинання речовини з газового середовища всією масою твердого тіла або розплаву;

- ХЕМОСОРБЦІЯ – сорбція, що супроводжується хімічною взаємодією сорбенту з речовиною, що поглинається;
- КАПІЛЯРНА КОНДЕНСАЦІЯ – сорбція пари високо пористими тілами.

СПЕКТРОСКОПІЯ – вчення про спектри електромагнітного випромінювання, що випускається, поглинається або розсіюється речовиною.

СПОЛУКА ХІМІЧНА – індивідуальна речовина, в якій атоми одного (наприклад, N_2 і O_2) або різних (H_2SO_4 , KCl) елементів сполучені між собою хімічним зв'язком. Склад хімічних сполук у величезній більшості випадків відповідає законам *сталості складу і кратних відносин*. Відомо більше 5 млн. хімічних сполук.

СТАНДАРТНА ЕНТАЛЬПІЯ УТВОРЕННЯ РЕЧОВИНИ – тепловий ефект реакції утворення даної речовини з елементів за певних умов. Див. також *тепловий ефект, стандартні умови та ентальпія*.

СТАНДАРТНІ УМОВИ, СТАНДАРТНИЙ СТАН (не плутати з *нормальними умовами!*) – стан речовини при $25\text{ }^\circ\text{C}$ ($298\text{ }^\circ\text{K}$) і 1 атм (101325 Па), а для простих речовин, крім того, стан найбільш стійкої при цих умовах алотропної *модифікації*. Наприклад, для вуглецю стандартним станом є графіт, але не алмаз. Від простих речовин в їх стандартному стані відраховують *стандартні зміни ентальпії* (ΔH_{298}°) при утворенні складної речовини.

СТАЦІОНАРНІ ОРБІТАЛІ – в квантовій теорії – електронні орбіталі навколо атомного ядра, перебуваючи на яких електрон може існувати, не випромінюючи і не поглинаючи енергію.

СТЕРЕОХІМІЯ – вчення про просторову будову молекул.

СТУПІНЬ ОКИСЛЕННЯ – при утворенні хімічних зв'язків між атомами електрони частково передаються від менш електроноакцепторних атомів до більш електроноакцепторних атомів. Кількість відданих або прийнятих атомом електронів називається ступенем окислення атома в молекулі. При зв'язуванні різних атомів ступінь окислення дорівнює заряду, який придбав би атом в цій сполуці, якби вона могла складатися лише з іонів. Описує стан атома в молекулі.

СТРУКТУРНА ФОРМУЛА – зображення молекули, в якому показано порядок зв'язування атомів між собою. Хімічні зв'язки в таких формулах позначаються рисками. Наприклад, структурні формули: $Cl-Ca-Cl$ (молекула $CaCl_2$), $O=C=O$ (молекула CO_2) і т.д. Рекомендується в структурних формулах зображати також і неподілені пари електронів.

СТУДНІ (холодці) – системи полімер – розчинник, що проявляють деякі властивості твердих тіл (головним чином відсутність плинності). Застигання відбувається при обмеженому набуханні (наприклад, желатин в холодній воді, полівінілхлориду в ацетоні), при охолодженні розчинів полімерів, їх концентрування, додаванні електролітів. Студні використовують в технології (склеювання, отримання штучного волокна, гум, пластмас), харчової та хлібопекарської промисловості, шкіряному виробництві.

СУБАТОМНІ ЧАСТИНКИ (елементарні частинки) – ряд різних за своїми властивостями мікрочастинки, з яких складаються атоми. Назва "елементарні" була використана у зв'язку з тим, що ці частинки вважалися нерозкладними на складові частини. Однак, ця властивість субатомних частинок умовна, тому що в даний час встановлено, що вони теж є складними фізичними об'єктами.

СУБЛІМАЦІЯ – перетворення речовини при нагріванні з твердого стану безпосередньо на пару без плавлення.

СУМІШ – речовина, що складається з молекул або атомів двох або декількох речовин (неважливо – простих або складних). Речовини, з яких складається суміш, можуть бути розділені. Приклади: повітря, морська вода, сплав двох металів, розчин цукру і т.д.

СУСПЕНЗІЇ (від лат. suspensio – підвішування) – дисперсна система з рідким дисперсійним середовищем та твердою дисперсною фазою, частинки якої достатньо великі, щоб протидіяти броунівському руху. На відміну від вискодисперсних систем, в суспензії частинки відносно швидко седиментують (випадають в осад, або спливають на поверхню рідини).

ТАЛЬК – силікатний мінерал, самий м'який за шкалою твердості природний мінерал; застосовується в подрібненому вигляді в якості білого наповнювача в гумі, папері і т.п.

ТАУТОМЕРІЯ – явище оборотної ізомерії, при якій два ізомери легко переходять один в одного.

ТВЕРДІ РОЗЧИНИ – однорідні тверді речовини, що складаються з декількох компонентів, концентрації яких можуть бути змінені в деяких межах при даних температурі, тиску і т.п. без порушення однорідності. До них відноситься чимало металевих сплавів (наприклад, сталь, бронза), мінералів (польові шпати, слюди та ін.), різні види скла теж є твердими розчинами.

ТЕМПЕРАТУРА КИПІННЯ – температура, при якій відбувається кипіння рідини, що знаходиться під постійним тиском. Температура кипіння при нормальному атмосферному тиску (1013,25 гПа, або 760 мм ртутного стовпа) називають нормальною температурою кипіння або *точкою кипіння*.

ТЕМПЕРАТУРА ПЛАВЛЕННЯ – температура переходу твердого кристалічного тіла в рідкий стан. Температура плавлення при нормальному атмосферному тиску (1013,25 гПа, або 760 мм рт. ст.) називають *точкою плавлення*.

ТЕМПЕРАТУРА ФАЗОВОГО ПЕРЕХОДУ – температура рівноважного фазового переходу речовини (плавлення, кипіння та ін.) при постійному тиску. Залежність температури фазового переходу від тиску для однокомпонентної системи дається –Клапейрона-Клаузиуса рівнянням.

ТЕПЛООБМІН – передача енергії у формі теплоти від тіла з більшою температурою до тіла з меншою температурою.

ТЕПЛОТА УТВОРЕННЯ – *тепловий ефект реакції утворення* хімічних сполук з простих речовин в стандартному стані. Теплоти утворення, наведені в термодинамічних довідниках, використовують для розрахунків теплових ефектів будь-яких реакцій за допомогою законів Гесса і рівняння Кірхгофа.

ТЕПЛОЄМНІСТЬ – відношення кількості теплоти, переданої системі, до зміни її температури.

ТЕПЛОВИЙ ЕФЕКТ РЕАКЦІЇ – теплота, виділена або поглинута при протіканні хімічної реакції. Зазвичай позначається символами Q або ΔE . При постійному тиску тепловий ефект реакції (ΔE) дорівнює зміні ентальпії (ΔH). У термохімічній системі знаків позитивним вважається тепловий ефект *екзотермічної* реакції (у якій тепло виділяється "назовні"). У термодинамічній системі знаків тепловий ефект екзотермічної реакції вважається негативним ($Q = -\Delta H$).

ТЕРМІТ – суміш порошків алюмінію або магнію і оксиду менш активного металу; після ініціювання взаємодіє з виділенням великої кількості теплоти.

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ – система технічних засобів і прийомів, що забезпечують безпеку роботи.

ТЕХНІЧНИЙ АНАЛІЗ – фізичні, фізико-хімічні та хімічні методи аналізу сировини, напівфабрикатів і готової продукції; методи технічного аналізу встановлюються ГОСТами і технічними умовами (ТУ).

ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ:

- З'ЄДНАННЯ – коли дві (або більше) речовини-реагенти з'єднуються в одну, більш складну речовину;
- РОЗКЛАДАННЯ – коли складна вихідна речовина розкладається на дві або кілька простих;
- ОБМІНУ – коли вихідні реагенти обмінюються між собою атомами або цілими складовими частинами своїх молекул (складними іонами).
- ЗАМІЩЕННЯ – реакції обміну, в яких бере участь якась проста речовина, що заміщує один з елементів у складній речовині;
- НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ – (важливий різновид реакцій обміну): реакції обміну між кислотою і основою, в результаті яких утворюється сіль і вода;
- ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ (ОВР) – реакції всіх перерахованих вище типів, в яких відбувається зміна ступеня окислення будь-яких атомів в реагуючих молекулах.

ТИТРУВАННЯ – спосіб визначення концентрації розчину речовини А за допомогою розчину речовини Б, яка реагує з речовиною А. До точно відміряного об'єму досліджуваного розчину А по краплях додають розчин Б відомої концентрації. Закінчення реакції визначають за допомогою *індикатора*. За об'ємом витраченого розчину Б судять про число молей речовини А у відібраній пробі і в усьому розчині А.

ТИСК НАСИЧЕНОЇ ПАРИ – тиск пари, що знаходиться в рівновазі з рідиною при даній температурі.

УАЙТ-СПІРИТ – суміш рідких вуглеводнів, що випає в межах 165-200 °С, яка використовується як розчинник.

УЛЬТРАФІОЛЕТОВЕ ВИПРОМІНЮВАННЯ – електромагнітне випромінювання (світло), довжина хвилі якого коротша від довжини хвилі видимого фіолетового кольору. Див. також "довжина хвилі".

ФЕНОЛИ – ароматичні сполуки, які мають гідроксильні групи, безпосередньо пов'язані з ядром. За кількістю гідроксильних груп розрізняють одноатомні, двоатомні і багатоатомні феноли.

ФЕРМЕНТИ – каталізатори біологічного походження, які прискорюють хімічні реакції, необхідні для життєдіяльності організмів.

ФІЗИЧНІ ЯВИЩА – явища, які не супроводжуються перетворенням одних речовин на інші шляхом розриву і утворення зв'язків в їх молекулах.

ФІЛЬТРАЦІЯ – пропускання рідини або газу крізь пористу перегородку, яке супроводжується відкладенням на ній суспендованих твердих частинок.

ФЛОГІСТОН (від грец. Phlogistos – займистий, горючий) – за поданням хіміків XVII-XVIII ст. «початок горючості», гіпотетична складова частина речовин, яку вони нібито втрачають при горінні і вижарюванні. Гіпотеза флогістона спростована працями А. Лавуазьє.

ФЛОКУЛЯЦІЯ (від лат. Floculi – пластівці) – об'єднання колоїдних частинок в пухкі агрегати; різновид коагуляції. Відбувається, наприклад, в водоймах під дією продуктів життєдіяльності організмів. При водопідготовці і очищенні стічних вод здійснюється шляхом введення спеціальних речовин (флокулянтів).

ФЛОТАЦІЯ (від фр. flottation) — спосіб розділення сумішей твердих дрібних частинок, що належать різним речовинам, а також виділення крапель дисперсної фази з емульсій, використовуючи їх різну здатність змочуватися і накопичуватися на поверхні розділу фаз. Флотація можлива тільки при неповному змочуванні рідиною поверхні частинок, що виділяються. Зазвичай це досягається шляхом додавання невеликих кількостей спеціальних речовин — флотаційних реагентів.

ФОРМУЛА ХІМІЧНА – зображення складу і будови молекул за допомогою *хімічних знаків*. Розрізняють емпіричні, або брутто-формули (показують загальне число атомів в молекулі), раціональні (в них виділяють групи атомів, характерні для даного класу сполук) і структурні (характеризують розташування атомів в молекулі). Так, для етилового спирту брутто-формула C_2H_6O , раціональна C_2H_5OH .

ФРАКЦІЯ – частина сипучого або кускового твердого матеріалу (піску та ін.) або рідкої суміші (нафти та ін.), виділена за певною ознакою. Наприклад, фракції поділяються за розміром частинок або зерен – при ситовому аналізі, за густиною – при гравітаційному збагаченні, за температурою кипіння – при дробовій перегонці нафти.

ФРЕОНИ – група фтор і фторхлорвуглеводнів жирного ряду, які знайшли широке застосування як холодоносії.

ФУГІТИВНІСТЬ (летучість) – термодинамічна величина, що служить для опису властивостей реальних газових сумішей. Дозволяє застосовувати рівняння, що виражають залежність хімічного потенціалу ідеального газу від температури, тиску і складу системи, до компоненту газової суміші, якщо замінити в цих рівняннях парціальний тиск на летучість.

ФУНКЦІОНАЛЬНА ГРУПА – структурний фрагмент молекули, характерний для даного класу органічних сполук і визначає його хімічні властивості (наприклад, OH у спиртів, COOH у кислот, NO₂ у нітросполук).

ХІМІЧНЕ ЗАБРУДНЕННЯ БІОСФЕРИ – потрапляння хімічних речовин в живі організми і середовище їхнього проживання (атмосферу, гідросферу, ґрунт) в кількостях, що перевищують нормативні.

ХІМІЧНИЙ ПОТЕНЦІАЛ – поняття, яке використовується для опису термодинамічної рівноваги в багатокомпонентних системах. Зазвичай хімічний потенціал компонента системи обчислюють як частинну похідну гіббсової енергії за кількістю частинок (або молей) цього компонента при постійній температурі, тиску і масах інших компонентів. У рівноважній гетерогенній системі хімічні потенціали кожного з компонентів у всіх фазах, що складають систему, рівні (умова *фазової рівноваги*). Для будь-якої хімічної реакції сума добутоків хімічного потенціалу всіх речовин, що беруть участь в реакції, на їх стехіометричні коефіцієнти дорівнює нулю (умова *хімічної рівноваги*).

ХІМІЧНИЙ ЕКВІВАЛЕНТ – чисельно дорівнює масі речовини (в атомних одиницях маси), що реагує з одним іоном H⁺ або OH⁻ в реакціях нейтралізації, з одним електроном в окисно-відновних реакціях, з 1/n частиною металу з валентністю n в комплексонометрії і т.д. Наприклад, в реакції $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$ на 1 іон H⁺ кислоти припадає 1 молекула NaOH (молекулярна маса 40), на 1 іон OH⁻ – 1/2 молекули H₂SO₄ (молекулярна маса 98); тому хімічний еквівалент NaOH дорівнює 40, H₂SO₄ – 49, тобто 98/2.

ХІМІЧНІ ЯВИЩА – явища, при яких одні речовини, які мають певний склад і властивості, перетворюються на інші речовини – з іншим складом та іншими властивостями. При цьому у складі атомних ядер змін не відбувається. Хімічні явища називають інакше *хімічними реакціями*.

ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ КОНСТАНТА – величина, що виражає співвідношення між концентраціями (парціальними тисками, летучостями, активностями) компонентів системи в стані хімічної рівноваги. Чисельні значення хімічної рівноваги константи дозволяють розраховувати вихід продуктів реакції в даних умовах за початковими концентраціями реагуючих речовин.

ХІМІЯ – наука про речовини та закони, за якими відбуваються їх перетворення на інші речовини.

ХЕМІЛЮМІНЕСЦЕНЦІЯ (від хемо ...) – люмінесценція, що супроводжує деякі хімічні реакції.

ХЕМОСОРБЦІЯ – поглинання газів, парів або розчинених речовин твердими або рідкими поглиначами, яке супроводжується утворенням хімічних сполук.

ХРОМАТОГРАФІЯ – поділ сумішей газів, парів, рідин або розчинених речовин при проходженні крізь колонку, що містить шар інертного матеріалу.

ЦЕНТРИФУГУВАННЯ – метод відділення твердих частинок за рахунок відцентрових сил при обертанні в спеціальних апаратах, званих центрифугами.

ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ – інтенсивність проходження хімічної реакції, тобто зміна концентрації реагенту або продукту реакції в одиницю часу.

ШИХТА – сировинна суміш заданого складу.

ШЛАК – матеріал, що утворюється при затвердінні рідких відходів вогневої переробки сировини.

ШТАТИВ – механічне пристосування, що дозволяє кріпити елементи лабораторного обладнання в вертикальній і горизонтальній площині.

ЩОЛОК – рідкий активний агент, що служить для вилучення окремих компонентів з твердих сумішей.

ЯДЕРНІ РЕАКЦІЇ – перетворення одних речовин на інші, але не шляхом розриву і утворення хімічних зв'язків, а шляхом зміни будови ядер елементів, що беруть участь в таких реакціях.

ЯДИ (отруйні речовини) – речовини рослинного, тваринного і мінерального походження або продукти хімічного синтезу (промислові отрути, пестициди), здатні при впливі на живий організм викликати гостре або хронічне отруєння; можуть призводити до смертельного наслідку.

ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ – розділ аналітичної хімії, який вивчає методи виявлення елементів або їх сполук.

Авторський покажчик

- Авогадро А. 8, 34,43
Арреніус С.А. 94
Бедворс Р.Е. 172, 173
Берцелиус Й.Я. 41, 214
Бойль Р. 33
Больцман Л. 217
Браун Р. 200
Вааґе П. 211
Ван ден Брук А. 227
Ван-дер-Ваальс Я. Д. 67, 222
Вант-Гофф Я. Х. 92, 116, 123
Вернер А. 69, 70
Гей-Люссака Ж-Л. 33
Гельмгольц Г.Л. 186
Генрі У. 109
Гесс Г.І. 80, 81, 83
Гіббс Д.У. 78, 84, 85, 171, 172
Гульдберґ К.М. 211
Гунд Ф. 230
Дальтон Д. 212
Джоуль Д. 213
Ейнштейн А. 201
Клапейрон К. 33
Клаузіус Р. 82
Клечковский В.М. 53
Клечковский В.М. 53
Ле Шательє А.Л. 99
Лейбніц Г. 213
Маріотт Е. 33
Менделєєв Д. І. 7, 33, 42
Нернст В. 153
Оствальд В. 119
Панет Ф. 181
Паули В. 53, 62
Пілінґ Н.Б. 172, 173
Планк М. 83
Пойнтінг Д. 213
Праут У. 230
Пруст Ж. Л. 25
Рауль Ф.М. 114
Релей 184
Ріхтер І. 27
Фарадей М. 166, 166
Фаянс К. 185
Хунд Ф. 55, 62
Чедвік Дж. 227
Шарль Ж.А.С. 33
Штерн О. 187, 188

Предметний покажчик

- Абсорбер 202
Абсорбція 202
Авогадро число 8, 43, 202
Агрегат міцели 181
Агрегативна стійкість колоїдів 187, 192
Адгезія 202
Адсорбат 202
Адсорбтив 202
Адсорбційний шар 186
Адсорбційний шар Гельмгольца 186
Адсорбція 184, 202
Аерозолі 202
Активні (розчинні) аноди 164
Активність іона 75, 125, 203
Акумулятори 203
Алгоритм розв'язання 7
Алотропія 203
Амфотерність 203
Анод 154, 204
Анодний процес 174
Атмосферна корозія металів 172
Атом 204
Атомна орбіталь 53
Броунівський рух 205
Буферні розчини 205
Валентність 206
Відновлення 145, 206
Відновник 145, 206
Відносна атомна маса 42, 205
Відносна густина газів 35
Вільна енергія Гіббса 78, 84
Внутрішня енергія системи 78
Внутрішньо-молекулярні ОВР 146
Водневий зв'язок 66, 205
Водневий показник (рН) 129, 206
Гальванічний елемент 154
Гелі 206
Гетерогенні реакції 90, 91, 207
Гетерогенність 181, 207
Гібридизація 207
Гідроксильний показник (рОН) 129
Гідроліз 133
Гідрофільність і гідрофобність 208
Гіпотеза Праута 230
Гомогенні реакції 90, 91, 207
Гранула міцели 187

Деполяризатори 174
 Деполяризація 174
 Дзета-потенціал (ζ -пт.) 188
 Дисоціація 209
 Дисперсійне середовище 180
 Дисперсна система 209
 Дисперсна фаза 180
 Дисперсність 181, 182, 210
 Диспропорціонування (дисмутація) 146
 Дифузійний шар 186, 187
 Дифузія 210
 Добування кореня 11
 Додавання і віднімання 10
 Донорно-акцепторний зв'язок 61, 210
 Ебуліоскопічна стала 115
 Ебуліоскопія 210
 Екзотермічна реакція 79, 81, 85, 210
 Екологія 211
 Експоненційна форма числа 12
 Електричний заряд 165, 166
 Електрод 157
 Електрокінетичний потенціал 188, 211
 Електроліз 162

- розплаву солі 162
- розчину солі 163

 Електролізер 162
 Електроліти 126
 Електролітична дисоціація 127, 128, 211
 Електрон 211
 Електрорушійна сила 156
 Електрохімічна корозія металів 171, 173
 Електрохімічне відновлення води 163, 164
 Електрохімічний еквівалент 166
 Ендотермічна реакція 79, 80, 212
 Енергетична діаграма реакції 93
 Енергія активації реакції 92, 212
 Енергія Гіббса 78, 84, 100, 162, 176
 Ентальпія 79
 Ентропійний фактор 83
 Ентропія 82
 Ентропія молярна 82
 Закон/и/

- Авогадро 34, 211
- Бойля-Маріотта 33, 211
- Вант-Гоффа 116
- Гей-Люссака 33, 34, 211
- Генрі 109
- Гесса 80, 81, 83, 206
- діючих мас 90, 97, 212
- еквівалентів 27, 212
- збереження маси 47, 215
- кратних відношень 212
- об'ємних відносин 34
- парціальних тисків газів 36
- періодичний Д.І. Менделєєва 227
- розбавлення Оствальда 119
- Рауля
 - ебуліоскопічний 115
 - кріоскопічний 114
 - тонометричний 114
- сталості складу 25
- Фарадея 165, 166
- Шарля 33

 Запас поверхневої енергії 181
 Захисні плівки 172
 Золі 215
 Ізобарний процес 79, 84
 Ізобарно-ізотермічний потенціал 84
 Ізоелектричний стан міцели 189
 Ізотонічні розчини 216
 Ізотонічний коефіцієнт 123
 Ізохорний процес 78
 Індикатори 216
 Інертні (нерозчинні) аноди 164
 Іонний добуток води 129
 Іонний зв'язок 59, 65, 214
 Іонний обмін 216
 Каталізатор реакції 94, 97, 218
 Катод 154
 Катодний процес 174
 Квантові числа 53, 218
 Кількість електрики 165, 166
 Кількість речовини (моль) 42, 43
 Кінетика хімічна 89, 219
 Кінетичне рівняння 218
 Коагулянти 219
 Коагулююча дія іонів 193
 Коагуляція 192, 219
 Коалесценція 219
 Ковалентний зв'язок 59, 60, 219
 Когезія 219
 Коефіцієнт абсорбції 109
 Коефіцієнт активності іона 126
 Коефіцієнт Вант-Гоффа 123
 Коефіцієнт розчинності 109
 Колігативні властивості розчинів 113
 Колоїдна хімія 180
 Колоїдна частинка 186
 Колоїдний захист 185
 Колоїдний розчин 180

Комплексні іони 73
 Комплексні сполуки 69, 220
 Комплексоутворювач 69
 Конпропорціонування (конмутація) 146
 Константа гідролізу 135, 137
 Константа дисоціації 119
 Константа рівноваги реакції 97, 119
 Константа швидкості реакції 90, 220
 Концентраційні елементи 159
 Концентрація 105, 220
 Координаційне число 69, 220
 Координаційний зв'язок 220
 Корозійна активність 176
 Корозія 171
 Кріоскопічна стала 114
 Кріоскопія 220
 Ліганди 69
 Логарифмування 13
 Локальні гальванічні елементи 174
 Луги 21, 220
 Масова частка 105
 Менделєєва таблиця 7, 42, 260
 Металевий зв'язок 59, 222
 Метали 15
 Метод валентних зв'язків (МВЗ) 60, 62
 Метод електронно-іонного балансу 147
 Міжмолекулярна взаємодія 223
 Міжмолекулярні ОВР 146
 Міцели 184, 187, 188, 223
 Міцелоутворення 223
 Множення і ділення 11
 Молекула 223
 Молярна концентрація 106
 Молярна кількість електрики 166
 Молярна концентрація 105
 Молярна концентрація еквівалентів 106
 Молярний (мольний) об'єм 43
 Моль 43, 224
 Неметали 15
 Номенклатура комплексних сполук 72
 Номенклатура складні речовин 20
 Нормальна концентрація 106
 Нормальні умови (н.у.) 33, 225
 Окислення 145, 225
 Окислювально-відновна подвійність 142
 Окислювально-відновні реакції 142
 Окислювач 145
 Оксидні плівки 172
 Осмотичний тиск розчинів 116, 123
 Парціальний тиск газів 36
 Пептизація 227
 Перехідний стан 227
 Перший закон термодинаміки 78
 Питома вага 228
 Питома поверхня 182
 Піднесення до степеня 11
 Підоболонка (підрівень) 228
 Поверхнево-активні речовини (ПАР) 184
 Повітря 229
 Подвійний електричний шар (ПЕШ) 229
 Поляризованість іонів 65
 Поріг коагуляції 192
 Потенціалвизначаючі іони 186
 Потенціал окислення води 164
 Потенціювання 13
 Правило

- Вант-Гоффа 92
- Клечковського 53
- октета 230
- Панета-Фаянса 185
- Шульце-Гарді 191

 Принцип Ле Шательє 99, 100
 Принцип Паулі 53, 230
 Проста речовина 15, 231
 Речовина 232
 Рівновага гідролізу 135, 137
 Рівновага хімічна динамічна 97, 232
 Рівноваги хімічної зсув 99
 Рівноважні концентрації 97
 Рівняння

- Арреніуса 93, 94
- Менделєєва-Клапейрона 33, 34, 44
- Нернста 156, 157
- хімічних реакцій 41, 46

 Розчини 105, 233
 Розчинність речовини 109
 Самоокислення-самовідновлення ОВР 146
 Седиментаційна (кінетична) стійкість 192
 Седиментація 234
 Середня абсолютна маса атома 42
 Сила кислоти 120
 Сили міжмолекулярної взаємодії 67
 Складання рівнянь ОВР 146
 Складні речовини 16

- кислоти 17, 21
- оксиди 16, 20
- основи 18
- солі 19, 22, 234

 Сольватація 234
 Сорбція 234

Стабілізатори 184
Стадія дисоціації 122
Стандартна /ний/
- електрорушійна сила 156
- ентальпія утворення 79
- ентропія утворення 82
- водневий електрод 157
- потенціал 162
- стан (умови) 79, 236
Стійкість дисперсних систем 192
Структура електронної хмари 54
Ступень
- гідролізу 135, 137
- дисоціації 119
- окислення 142, 144, 235
Сублімація 236
Суспензії 236
Температура
- замерзання 115, 123
- кипіння 115, 123
- плавлення 236
- фазового переходу 236
Температурний коефіцієнт 92
Теорія Вернера 69
Тепловий ефект реакції 80
Термодинамічна стійкість до корозії 176
Термодинамічний потенціал 186
Термодинамічні функції стану 77
Термохімічне рівняння 80
Типи хімічних реакцій 237
Тиск насиченої пари 123
Титр розчину 106
Титрування 237
Універсальна газова стала (R) 34, 44
Фактор
- еквівалентності 25
- Піллінга-Бедвордса 172
Ферменти 94, 238
Флотація 238
Формула хімічна 41, 45, 116, 238
Хімічна корозія металів 171
Хімічна реакція 231
Хімічний еквівалент 25, 239
Хімічний потенціал 239
Хімічні зв'язки 59
Хімічні явища 239
Хімія 239
Шар Штерна 187
Швидкість хімічної реакції 90
Ядро міцели 185
Яди (отруйні речовини) 240
Якісний аналіз 240

ДОДАТКИ

Таблиця 1.

ДЕЯКІ ОДИНИЦІ МІЖНАРОДНОЇ СИСТЕМИ (СІ)

Величина	Одиниці	
	Назва	Позначення
ОСНОВНІ ОДИНИЦІ		
Довжина	Метр	м
Маса	Кілограм	кг
Час	Секунда	с
Сила електричного струму	Ампер	А
Термодинамічна температура	Кельвін	К
ПОХІДНІ ОДИНИЦІ		
Об'єм	Кубічний метр	м ³
Щільність	Кілограм на кубічний метр	кг/м ³
Сила, вага	Ньютон	Н
Тиск	Паскаль	Па
Енергія, робота, кількість теплоти	Джоуль	Дж
Потужність, кількість електрики	Ватт	Вт
Напруга, електричний потенціал, електрорушійна сила	Вольт	В
Електричний заряд	Кулон	Кл

Таблиця 2.

СПІВВІДНОШЕННЯ МІЖ ДЕЯКИМИ ПОЗАСИСТЕМНИМИ ОДИНИЦЯМИ СІ

Величина	Одиниця	Еквівалент в СІ
Довжина	Мікрон або мікрометр (мкм)	$1 \cdot 10^{-6}$ м
	Ангстрем (Å)	$1 \cdot 10^{-10}$ м
Тиск	Атмосфера фізична (атм)	$1,01325 \cdot 10^5$ Па
	Міліметр ртутного стовпа (мм рт.ст.)	133,322 Па
Енергія, робота	Електронвольт (еВ)	$1,60219 \cdot 10^{-19}$ Дж
Колічество теплоти	Калорія (кал)	4,1868 Дж
	Кілокалорія (ккал)	4186,8 Дж
Дипольний момент	Дебай (D)	$3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл·м

Таблиця 3.

ЗНАЧЕННЯ ДЕЯКИХ ФУНДАМЕНТАЛЬНИХ ФІЗИЧНИХ КОНСТАНТ

Константа	Позначення	Чисельне значення
Швидкість світла у вакуумі	c	$3,00 \cdot 10^8$ м/с
Постійна Планка	h	$6,63 \cdot 10^{-34}$ Дж.с
Елементарний електричний заряд	e	$1,60 \cdot 10^{-19}$ Кл
Постійна Авогадро	N_A	$6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Постійна Фарадея	F	$9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль
Газова постійна	R	8,31 Дж/(моль.К)

Таблиця 4.

НАЗВИ ДЕЯКИХ КИСЛОТ ТА ЇХ СОЛЕЙ

Формула кислоти	Назва	
	Кислоти	Солі
HCl	Хлоридна (соляна)	Хлорид
HClO	Хлорноватиста	Гіпохлорит
HClO ₂	Хлориста	Хлорит
HClO ₃	Хлорновата	Хлорат
HClO ₄	Хлорна	Перхлорат
HBr	Бромистоводнева	Бромід
HI	Йодоводнева	Йодид
HCN	Ціанідна (синильна)	Ціанід
H ₂ S	Сірководнева (сульфідна)	Сульфід
HSCN	Роданідна	Роданід
H ₂ SO ₃	Сірчиста (сульфітна)	Сульфіт
H ₂ SO ₄	Сірчана (сульфатна)	Сульфат
H ₂ S ₂ O ₃	Тіосірчана (сірчановатиста)	Тіосульфат
HNO ₂	Азотиста (нітритна)	Нітрит
HNO ₃	Азотна (нітратна)	Нітрат
H ₃ PO ₃	Фосфориста	Фосфіт
H ₃ PO ₄	Ортофосфорна (фосфорна)	Ортофосфат
H ₂ SiO ₃	Кремнієва (силікатна)	силікат
H ₂ CO ₃	Вугільна (карбонова)	Карбонат
H ₂ C ₂ O ₄	Щавлева (оксалатна)	Оксалат
HCOOH	Мурашина (метанова)	Форміат
CH ₃ COOH	Оцтова (льодова)	Ацетат
HMnO ₄	Марганцева	Перманганат
H ₂ MnO ₄	Марганцевиста	Манганат
H ₂ CrO ₄	Хромовна	Хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	Двохромовна	Дихромат

Таблиця 5

ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ (X)
(за Полінгом¹)

№	Елемент	X	№	Елемент	X	№	Елемент	X
1	H	2,20	33	As	2,18	65	Tb	–
2	He	–	34	Se	2,55	66	Dy	1,22
3	Li	0,98	35	Br	2,96	67	Ho	1,23
4	Be	1,57	36	Kr	–	68	Er	1,24
5	B	2,04	37	Rb	0,82	69	Tm	1,25
6	C	2,55	38	Sr	0,95	70	Yb	–
7	N	3,04	39	Y	1,22	71	Lu	1,0
8	O	3,44	40	Zr	1,33	72	Hf	1,3
9	F	3,98	41	Nb	1,6	73	Ta	1,5
10	Ne	–	42	Mo	2,16	74	W	1,7
11	Na	0,93	43	Tc	2,10	75	Re	1,9
12	Mg	1,31	44	Ru	2,2	76	Os	2,2
13	Al	1,61	45	Rh	2,28	77	Ir	2,2
14	Si	1,90	46	Pd	2,20	78	Pt	2,2
15	P	2,19	47	Ag	1,93	79	Au	2,4
16	S	2,58	48	Cd	1,69	80	Hg	1,9
17	Cl	3,16	49	In	1,78	81	Tl	1,8
18	Ar	–	50	Sn	1,96	82	Pb	1,8
19	K	0,82	51	Sb	2,05	83	Bi	1,9
20	Ca	1,00	52	Te	2,1	84	Po	2,0
21	Sc	1,36	53	I	2,66	85	At	2,2
22	Ti	1,54	54	Xe	2,60	86	Rn	–
23	V	1,63	55	Cs	0,79	87	Fr	0,7
24	Cr	1,66	56	Ba	0,89	88	Ra	0,9
25	Mn	1,55	57	La	1,10	89	Ac	1,1
26	Fe	1,83	58	Ce	1,12	90	Th	1,3
27	Co	1,88	59	Pr	1,13	91	Pa	1,5
28	Ni	1,91	60	Nd	1,14	92	U	1,7
29	Cu	1,90	61	Pm	–	93	Np	1,3
30	Zn	1,65	62	Sm	1,17	94	Pu	1,3
31	Ga	1,81	63	Eu	–			
32	Ge	2,01	64	Gd	1,20			

¹ Дані з довідкового видання: CRS Handbook of Chemistry and Physics, 87th Edition/Ed.D.R.Lide. – Taylor & Francis: CRC Press, 2007. – P.9.77.

Таблиця 6.

КОНСТАНТИ НЕСТІЙКОСТІ ДЕЯКИХ КОМПЛЕКСНИХ ІОНІВ
(у водних розчинах при 25°C)

Схема дисоціації комплексного іона	Константа нестійкості
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NO}_2^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$7,6 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,8 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$1,9 \cdot 10^{-9}$

Таблиця 7.

ДОБУТКИ РОЗЧИННОСТІ (ДР)
ДЕЯКИХ МАЛОРОЗЧИННИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ
(при 25°C)

Електроліт	ДР	Електроліт	ДР
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-2}$	Fe(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-8}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-18}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ S	$6 \cdot 10^{-50}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ SO ₄	$2 \cdot 10^{-5}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
BaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-10}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-4}$
CaC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-9}$	PbI ₂	$8,0 \cdot 10^{-9}$
CaF ₂	$4 \cdot 10^{-11}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
CaSO ₄	$4 \cdot 10^{-4}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
C ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-29}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Cd(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-14}$	Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-17}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Таблиця 8.

КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ (K_d) і pK_d ДЕЯКИХ СЛАБКИХ КИСЛОТ

Кислоти	Формула	ступень	Константи дисоціації	
			K_d	$pK = -\lg K_d$
Азотиста (нітритна)	HNO_2	—	$4 \cdot 10^{-4}$	3.4
Бромноватиста	$HBrO$	—	$2.06 \cdot 10^{-9}$	8.69
Кремнієва	H_2SiO_3	I ст.	$2.20 \cdot 10^{-10}$	9.66
Мурашина	$HCOOH$	—	$1.77 \cdot 10^{-4}$	3.75
Миш'якова	H_3AsO_4	I ст.	$5.89 \cdot 10^{-3}$	2.22
		II ст.	$1.7 \cdot 10^{-7}$	6.77
		III ст.	$2.95 \cdot 10^{-12}$	11.53
Селениста	H_2SeO_3	I ст.	$3.5 \cdot 10^{-3}$	2.46
Сірчиста (сульфітна)	H_2SO_3	I ст.	$1.58 \cdot 10^{-2}$	1.8
		II ст.	$5 \cdot 10^{-6}$	5.3
Сірководнева	H_2S	I ст.	$1.0 \cdot 10^{-7}$	7.0
		II ст.	$1.2 \cdot 10^{-15}$	14.92
Селеноводнева	H_2Se	I ст.	$1.7 \cdot 10^{-4}$	3.77
Вугільна (карбонова)	H_2CO_3	I ст.	$4.45 \cdot 10^{-7}$	6.35
		II ст.	$4.69 \cdot 10^{-11}$	10.33
Оцтова (льодова)	CH_3COOH	—	$1.8 \cdot 10^{-5}$	4.74
Ортофосфорна (фосфорна)	H_3PO_4	I ст.	$7.11 \cdot 10^{-3}$	2.15
		II ст.	$6.34 \cdot 10^{-8}$	7.20
		III ст.	$4.4 \cdot 10^{-13}$	12.36
Фтороводнева	HF	—	$6.61 \cdot 10^{-4}$	3.18
Хлорноватиста	$HClO$	—	$5.01 \cdot 10^{-8}$	
Ціанідна (синильна)	HCN	—	$7.9 \cdot 10^{-10}$	9.10

Таблиця 9.

КОЕФІЦІЄНТИ АКТИВНОСТІ ІОНІВ
ПРИ РІЗНИХ ІОННИХ СИЛАХ (I) РОЗЧИНУ

Іонна сила розчину (I), моль/л	Заряд іона, z			Іонна сила розчину (I), моль/л	Заряд іона, z		
	± 1	± 2	± 3		± 1	± 2	± 3
0,001	0,98	0,78	0,73	0,1	0,81	0,44	0,16
0,002	0,97	0,74	0,66	0,2	0,80	0,41	0,14
0,005	0,95	0,66	0,55	0,3	0,81	0,42	0,14
0,01	0,92	0,60	0,47	0,4	0,82	0,45	0,17
0,02	0,90	0,53	0,37	0,5	0,84	0,50	0,21
0,05	0,84	0,50	0,21				

Таблиця 10.

СТАНДАРТНІ ЕНТАЛЬПІЇ УТВОРЕННЯ (ΔH^0_{298})
І СТАНДАРТНІ ЕНТРОПІЇ (S^0_{298}) ДЕЯКИХ РЕЧОВИН

Речовина	Стан	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/(моль·°К)
Ag	к	0	42,69
AgBr	к	- 99,16	107,1
AgCl	к	- 126,8	96,07
AgI	к	- 64,2	114,2
AgF	к	- 202,9	83,7
AgNO ₃	к	- 120,7	140,9
Ag ₂ O	к	- 30,56	121,7
Al	к	0	28,35
Al ₂ O ₃	к	- 1676	50,92
Al(OH) ₃	к	- 1275,7	71,1
AlCl ₃	к	- 697,4	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃	к	- 3434,0	239,2
As	к	0	35,1
As ₂ O ₃	к	- 656,8	107,1
As ₂ O ₅	к	- 918,0	105,4
Au	к	0	47,65
AuF	к	- 74,3	96,4
AuF ₃	к	- 348,53	114,2
Au(OH) ₃	к	- 418,4	121,3
AuCl	к	- 118,4	146,4
B	к	0	5,87
B ₂ O ₃	к	- 1264,0	53,85
B ₂ H ₆	г	31,4	232,9
Ba	к	0	64,9
BaO	к	- 558,1	70,3
BaCO ₃	к	- 1219	112,1
Be	к	0	9,54
BeO	к	- 598,7	14,10
BeCO ₃	к	- 981,57	199,4
Bi	к	0	56,9
BiCl ₃	г	- 270,7	356,9
BiCl ₃	к	- 379,1	189,5
Br ₂	г	30,92	245,35
HBr	г	- 36,23	198,48
C _(графіт)	к	0	5,74
C _(алмаз)	к	1,897	2,38

C	г	716	
CO	г	- 110,5	197,5
CO ₂	г	- 393,5	213,7
COCl ₂	г	- 223,0	289,2
CS ₂	г	115,3	237,8
CS ₂	р	87,8	151,0
CCl ₄	р	- 135,44	214,6
CH ₄	г	- 74,86	186,19
CHO	к	- 1207,0	88,7
C ₂ H ₂	г	218,2	200,6
C ₂ H ₄	г	52,25	219,0
C ₂ H ₆	к	- 84,6	229,1
C ₆ H ₆	р	49,04	173,2
CH ₃ OH	р	- 227,6	160,7
C ₂ H ₅ OH	р	- 277,6	160,7
C ₆ H ₁₂ O ₆ (глюкоза)	р	- 1273,0	—
CH ₃ COOH	р	- 484,9	159,8
Ca	к	0	41,62
CaO	к	- 635,5	39,7
CaF ₂	к	- 1214,0	68,87
CaCl ₂	к	- 785,8	113,8
CaC ₂	к	- 62,8	70,3
Ca ₃ N ₂	к	- 431,8	104,6
Ca(OH) ₂	к	- 986,6	83,4
CaSO ₄	к	- 1424,0	106,7
CaSiO ₃	к	- 1579,0	87,45
Ca ₃ (PO ₄) ₂	к	- 4125,0	240,9
CaCO ₃ (кальцит)	к	- 1206,0	92,9
Cl ₂	г	0	223,0
Cl ₂ O	г	76,6	266,2
ClO ₂	г	105,0	257,0
Cl ₂ O ₇	р	251,0	—
HCl	г	- 92,30	186,7
HCl	р	- 167,5	55,2
HClO	р	- 116,4	129,7
Cr	к	0	23,76
Cr ₂ O ₃	к	- 1141,0	81,1
Cr(CO) ₆	к	- 1075,62	359,4
Cs	к	0	84,35
Cs ₂ O	к	- 317,6	123,8
CsOH	к	- 406,5	77,8
Cu	к	0	33,15

Cu	г	339,32	166,27
Cu ₂ O	к	- 167,36	93,93
CuO	к	- 162	42,63
Cu(OH) ₂	к	- 444,3	79,50
CuF ₂	к	- 530,9	84,5
CuCl ₂	к	- 205,9	113,0
CuBr	к	- 141,42	142,34
CuI ₂	к	- 21,34	159,0
Cu ₂ S	к	- 82,01	119,24
CuS	к	- 48,5	66,5
CuSO ₄	к	- 771,1	133,3
CuSO ₄ ·5H ₂ O	к	- 2279,4	300
CuCO ₃	к	- 594,96	87,9
Cu(NO ₃) ₂	к	- 307,11	193
(CuOH) ₂ CO ₃	к	- 1051	211,6
Fe	к	0	27,15
FeO	к	- 264,8	60,75
Fe ₂ O ₃	к	- 822,2	60,75
Fe ₃ O ₄	к	- 1117,1	146,2
Fe(OH) ₂	к	- 561,7	88
Fe(OH) ₃	к	- 826,6	105
FeS	к	- 100,4	60,29
FeS ₂ (пірит)	к	- 163,2	52,93
FeSO ₄	к	- 929,47	121,04
FeSO ₄ ·7H ₂ O	к	- 3016	409,1
Fe ₂ (SO ₄) ₃	к	- 2584	282,8
FeCl ₂	к	- 341,0	119,66
FeCl ₃	к	- 405,0	130,1
FeCO ₃	к	- 744,75	92,9
GeO	к	- 305,4	50,2
GeO ₂	к	539,74	52,30
H ₂	г	0	130,52
H ₂ O	г	- 241,84	188,74
H ₂ O	р	- 285,84	69,96
H ₂ O ₂	р	- 187,36	105,86
HCN	г	135,0	113,1
HF	г	- 270,7	178,7
Hg	к	0	76,1
HgCl ₂	к	- 230,12	144,35
Hg ₂ Cl ₂	к	- 264,85	185,81
I ₂	к	0	116,73
I ₂	г	62,24	260,58

HI	г	25,94	206,33
HIO	р	- 158,9	24,32
K	к	0	64,35
K ₂ O	к	- 361,5	87,0
KOH	к	- 425,8	59,41
KCl	к	- 435,9	82,6
KClO ₃	к	- 391,2	143,0
KNO ₃	к	- 493,2	123,93
KNO ₂	к	- 370,28	117,17
K ₂ SO ₄	к	- 1433,44	175,73
KHSO ₄	к	- 1158,1	187,89
KH	к	- 56,9	67,95
Li	к	0	28,03
Li ₂ O	к	- 595,8	17,9
NiOH	к	- 487,8	42,81
Mg	к	0	32,55
MgO	к	- 601,24	26,94
Mg(OH) ₂	к	- 924,66	63,14
MgCO ₃	к	- 1096,21	65,69
MnSO ₄	к	- 1063,74	112,13
N ₂	г	0	191,5
N ₂ O	г	81,55	220,0
NO	г	90,37	210,62
N ₂ O ₃	г	83,3	307,0
NO ₂	г	33,89	240,45
N ₂ O ₄	г	9,37	304,3
N ₂ O ₅	к	- 42,7	178,0
NH ₃	г	- 46,19	192,5
NH ₄ NO ₂	к	- 256,0	—
NH ₄ NO ₃	к	- 365,4	151,0
HN ₃	р	294,0	328,0
HNO ₃	р	- 173,0	156,16
NH ₄ Cl	к	- 315,39	94,56
NH ₄ OH	р	- 366,69	179,9
Na	к	0	51,42
Na ₂ O	к	- 430,6	71,1
NaOH	к	- 426,6	64,18
NaCl	к	- 410	72,36
Na ₂ CO ₃	к	- 1129,0	136,0
Na ₂ SO ₄	к	-1384,0	149,4
Na ₂ SiO ₃	к	-1518,0	113,8
O ₂	г	0	205,03

O ₃	г	142,3	238,8
OF ₂	г	25,1	247,0
P _(червоний)	к	- 18,41	22,8
P ₂ O ₃	к	- 820,0	175,5
P ₂ O ₅	к	- 1492,0	114,5
PCl ₃	г	- 277,0	311,7
PCl ₅	г	- 369,45	362,9
HPO ₃	р	- 82,4	150,6
H ₃ PO ₄	р	- 1271,94	200,83
H ₃ PO ₄	к	- 1279	110,5
Pb	к	0	64,9
PbO	к	- 217,86	67,4
PbO ₂	к	- 276,86	76,44
PbCl	к	- 359,2	136,4
PbSO ₄	к	- 918,1	147,28
PbS	к	- 94,28	91,20
Rb	к	0	76,2
Rb ₂ O	к	- 330,12	109,6
RbOH	к	-413,80	70,7
S _(ромбічна)	к	0	31,88
SO ₂	г	- 296,9	248,1
SO ₃	г	- 395,2	256,23
H ₂ S	г	- 20,15	205,64
H ₂ S	р	- 39,33	122,2
H ₂ SO ₄	р	- 811,3	156,9
H ₂ Se	г	85,77	221,3
SiH ₄	г	34,7	204,6
SiO ₂ (кварц)	к	- 910,9	41,8
SiCl ₄	р	- 687,8	239,7
Sn _(біле)	к	0	51,55
Sn _(сіре)	к	- 2,1	44,14
SnO	к	- 286,0	56,74
SnO ₂	к	- 580,8	52,34
SrO	к	- 590,4	54,4
SrCO ₃	к	- 1221,3	97,1
H ₂ Te	г	154,39	234,3
Ti	к	0	30,6
TiCl ₄	р	- 804,2	252,4
TiO ₂	к	- 943,9	50,3
WO ₃	к	- 842,7	75,9
ZnO	к	- 350,6	43,6
ZnSO ₄	к	- 978,2	124,6

Таблиця 11.

ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ
(стандартні електродні потенціали (E°))

Метал	E° , В
Li ⁺ /Li	-3,045
Rb ⁺ /Rb	-2,925
K ⁺ /K	-2,924
Ra ²⁺ /Ra	-2,916
Ba ²⁺ /Ba	-2,905
Sr ²⁺ /Sr	-2,888
Ca ²⁺ /Ca	-2,864
Na ⁺ /Na	-2,771
Ac ³⁺ /Ac	-2,600
La ³⁺ /La	-2,522
Y ³⁺ /Y	-2,372
Mg ²⁺ /Mg	-2,370
Sc ³⁺ /Sc	-2,077
Be ²⁺ /Be	-1,847
Al ³⁺ /Al	-1,660
Ti ³⁺ /Ti	-1,208
Mn ²⁺ /Mn	-1,192
Cr ²⁺ /Cr	-0,852
Zn ²⁺ /Zn	-0,763
Ga ³⁺ /Ga	-0,560
Fe ²⁺ /Fe	-0,441
Cd ²⁺ /Cd	-0,404
In ³⁺ /In	-0,338
Co ²⁺ /Co	-0,277
Ni ²⁺ /Ni	-0,234
Sn ²⁺ /Sn	-0,141
Pb ²⁺ /Pb	-0,126
H ⁺ /H ₂	±0,000
Sb ³⁺ /Sb	+0,240
Re ³⁺ /Re	+0,300
Bi ⁴⁺ /Bi	+0,317
Cu ²⁺ /Cu	+0,338
Hg ₂ ²⁺ /Hg	+0,796
Ag ⁺ /Ag	+0,799
Rh ³⁺ /Rh	+0,800
Pd ²⁺ /Pd	+0,915
Pt ²⁺ /Pt	+0,963
Au ⁺ /Au	+1,691

Таблиця 12.

СТАНДАРТНІ ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ (E°)
(у водних розчинах при 25°C)

Елемент	Електродний процес	E° , В
Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+ 0,80
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \bar{e} = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	- 0,29
Al	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	- 2,35
	$\text{Al} + 3\bar{e} = \text{Al}$	- 1,66
Au	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + \bar{e} = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	- 0,61
	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+ 1,50
	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	+ 1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	- 2,90
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Bi}$	+ 0,21
Br	$\text{Br}_2(\text{ж.}) + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	+ 1,07
	$\text{HOBr} + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,34
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	- 2,87
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	- 0,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	+ 1,36
	$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,63
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+ 0,88
	$\text{ClO}^{3-} + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,45
	$\text{ClO}^{3-} + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+ 0,63
	$\text{ClO}^{4-} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{ClO}^{3-} + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,189
	$2\text{HCl}_{(\text{r})} + 2\text{H} + 2e = \text{Cl}_{2(\text{водн})} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,594
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	- 0,28
	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} = \text{Co}^{2+}$	+ 1,81
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	- 0,74
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	- 0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+ 1,33
Cu	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- + \bar{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	- 0,43
	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$	+ 0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+ 0,34
	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+ 0,52
F	$\text{F}_2 + 2\bar{e} = 2\text{F}^-$	+ 2,87

Элемент	Электродный процесс	E° , В
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Fe}$	- 0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3 \bar{e} = \text{Fe}$	- 0,04
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e} = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+ 0,36
	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	+ 0,77
H	$\text{H}_2 + 2 \bar{e} = 2\text{H}^+$	- 2,25
	$2\text{H}^+ + 2 \bar{e} = \text{H}_2$	$\pm 0,000$
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2 \bar{e} = 2\text{Hg}$	+ 0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Hg}$	+ 0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	+ 0,92
I	$\text{I}_2(\text{к.}) + 2 \bar{e} = 2\text{I}$	+ 0,54
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10 \bar{e} = \text{I}_2(\text{к.}) + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 1,19
	$2\text{HOI} + 2\text{H}^+ + 2 \bar{e} = \text{I}_2(\text{к.}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,45
K	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	- 2,92
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	- 3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Mg}$	- 2,36
Mn	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	+ 0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3 \bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+ 0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2 \bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,23
	$\text{MnO}_4 + 8\text{H}^+ + 5 \bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,51
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	- 2,71
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Ni}$	- 0,25
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4 \bar{e} = 4\text{OH}^-$	+ 0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2 \bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	+ 0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4 \bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,23
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2 \bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,78
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2 \bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	- 0,28
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Pb}$	- 0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 2 \bar{e} = \text{Pb}^{2+}$	+ 1,69
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Pt}$	+ 1,19
S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2 \bar{e} = \text{H}_2\text{S}$	+ 0,17
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	+ 2,01
Se	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2 \bar{e} = \text{H}_2\text{Se}$	- 0,40
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Sn}$	- 0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 2 \bar{e} = \text{Sn}^{2+}$	+ 0,15
Te	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2 \bar{e} = \text{H}_2\text{Te}$	- 0,72
Zn	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2 \bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	- 1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Zn}$	- 0,76

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ Таблиця 13.

КАТІОНИ	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sl ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Th ⁴⁺	Au ³⁺	
АНІОНИ																										
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Д	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р	Р	Р	?
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	-	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CN ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	-	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	-	Н	Р	Р	М
SO ₃ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	-	Н	?	Н	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?	М	М	Р
HSO ₃ ³⁻	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	Н	Р	Р	Р	М	Р
HSO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	М	?	?	?	М	?	?	?	?	?	?	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₃ ⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	Н	-	?	-	Н	Н	?	-
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М
HPO ₄ ²⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	М	?	?	?	?	?
H ₂ PO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	-	?	?	?	?	?
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	?	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	?	?	?	-
HCO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	Р	?	?	?	?	?
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	-
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	М	М
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-

Таблиця 14.

МОЛЯРНІ МАСИ ДЕЯКИХ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

ІОНИ	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	—	—	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	138,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO ₃ ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S ²⁻	34	68	78	110	169	75	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO ₃ ³⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO ₄ ²⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO ₃ ²⁻	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
SiO ₃ ²⁻	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO ₄ ³⁻	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛІЄВА

ПЕРІОДИ	Г Р У П П И												
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
I	H 1 1.008												2 He 4.003
II	Li 3 6.940	Be 4 9.012	B 5 10.810	C 6 12.011	N 7 14.007	O 8 15.999	F 9 18.998						10 Ne 20.179
III	Na 11 22.990	Mg 12 24.305	Al 13 26.982	Si 14 28.086	P 15 30.974	S 16 32.060	Cl 17 35.453						18 Ar 39.948
IV	K 19 39.098	Ca 20 40.080	Sc 21 44.956	Ti 22 47.900	V 23 50.942	Cr 24 51.996	Mn 25 54.938	Fe 26 55.847	Co 27 58.933	Ni 28 58.700			
	29 Cu 30 63.546	Zn 31 65.380	Ga 32 69.720	Ge 33 72.590	As 34 74.922	Se 35 78.960	Br 36 79.904						36 Kr 83.800
V	Rb 37 85.4678	Sr 38 87.630	Y 39 88.906	Zr 40 91.220	Nb 41 92.906	Mo 42 95.940	Tc 43 98.906	Ru 44 101.070	Rh 45 102.906	Pd 46 106.400			
	47 Ag 48 107.868	Cd 49 112.410	In 50 114.820	Sn 51 118.690	Sb 52 121.750	Te 53 127.600	I 54 126.905						54 Xe 131.300
VI	Cs 55 132.905	Ba 56 137.330	La⁵⁷-Lu⁷¹ 138.906	Hf 72 178.49	Ta 73 180.948	W 74 183.850	Re 75 186.207	Os 76 190.200	Ir 77 192.220	Pt 78 195.090			
	79 Au 80 196.967	Hg 81 200.590	Tl 82 204.370	Pb 83 207.200	Bi 84 208.980	Po 85 [209]	At 86 [210]						86 Rn [222]
VII	Fr 87 [223]	Ra 88 226.025	Ac⁸⁹-Lr¹⁰³ 227.028	Ku 104 [261]	Ns 105 [261]								

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

ОСНОВНА

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие / под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. / М.: Интеграл-Пресс, 2008. 240 с.
2. Ахметов Б.В. Задачи и упражнения физической и коллоидной химии. / Л.: Химия, 1988. 240 с.
3. Расчеты и задачи по коллоидной химии: учебное пособие/ под ред. В.И. Барановой. / М.: Высш. шк., 1989. 288 с.
4. Сборник вопросов и задач по физической химии для самоконтроля: учеб. пособие/ под ред. С.Ф. Белевского. / М.: Высш. шк.. 1979. 119 с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов/ под ред. А.И.Ермакова. – 30-е изд., испр. / М.: ИНТЕГРАЛ-ПРЕСС, 2005. 728 с.
6. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии/ учебник. / М.: Химия, 1976. 512 с.
7. Фримантл М. Химия в действии: в 2 т. / М.: Мир. 1991. Т. 1. 528 с.
8. Романова Н.В. Загальна хімія. / К.: Перун. 1998. 480 с.
9. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. / Київ: Вища шк. 1971. 287 с.

ДОДАТКОВА

1. Атанасянц А.Г. и др. Сборник вопросов и задач по физической химии. / М.: Высшая школа, 1979 г. 117 с.
2. Захарченко В.Н. Сборник задач и упражнений по физической и коллоидной химии. / М.: Просвещение, 1978. 175 с.
3. Гуськова Л.Г., Шиманович И.Л, Химия. / М.: Высш. шк. 1980. 96 с.
4. Мітрясова О.П. Хімічні основи екології: навч. посіб. / К.: Вища освіта; Ірпінь: Перун, 1999. 190 с.
5. Пасынский А.Г. Коллоидная химия. / М.: Высш. шк.. 1959. 266 с.
6. Моисеев Н.Н. Историческое развитие и экологическое образование. / М.: МНЭПУ 1995. 56 с.
7. Реймерс Н.Ф. Природопользование / словарь – справочник / М.: Мысль, 1990. 637 с.
8. Фелленберг Г. Загрязнение природной среды. Введение в экологическую химию. / М.: Мир, 1997. 232 с.

Навчальне видання

Костік Володимир Вікторович

Софронков Олександр Наумович

Збірник задач із загальної хімії

Навчальний посібник

Надруковано з готового оригінал-макета

Підп. до друку 11.05.2018 р. Формат 60x84/16
Папір офсетний. Ум. др. арк. 15,35
Тираж 50 прим. Зам. 469
Видавництво та друкарня «ТЕС»
(Свідоцтво ДК№ 771) Одеса, вул.. Канатна 81/2
Тел.: (0482)42-90-98, (0482)42-89-72
Надруковано в авторській редакції

Одеський державний екологічний університет,
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15