

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**ЗБІРНИК
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО СРС ТА ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ
З КУРСУ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

ОДЕСА • 2016

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**ЗБІРНИК
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО СРС ТА ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ
З КУРСУ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

з дисципліни ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ
для студентів III-ого курсу гідрометеорологічного інституту

"ЗАТВЕРДЖЕНО"
на засіданні методичної комісії
природоохоронного факультету
Протокол № 10 від "12" травня 2016 р.

ОДЕСА • 2016

Збірник методичних вказівок до СРС та практичних занять з курсу "Загальна хімія" для студентів III-ого курсу гідрометеорологічного інституту, які навчаються за напрямом підготовки "Гідрометеорологія"

Укладач: Костік В.В. – Одеса, ОДЕКУ, 2016 р. – 260 с.,
укр. мова.

ВСТУП

Хімія служить теоретичною основою повсякденної практичної діяльності сучасного гідрометеоролога.

Студенти-гідрометеорологи на практичних заняттях з хімії повинні спрямовувати свої зусилля на вдосконалення свого хімічного мислення, набуття навичок вирішення конкретних фізико-хімічних завдань, розвиток навичок хімічних розрахунків – це найважливіше і найважче в засвоєнні хімії – науки необхідної при вирішенні будь-яких гідрометеорологічних проблем. Успіх у цьому не може бути досягнутий без систематичної самостійної роботи студентів.

Дані методичні вказівки спрямовані на організацію самостійної діяльності студентів, осмислення і засвоєння теоретичного матеріалу та розвиток почуття відповідальності за результати розрахунків.

У збірнику наведено елементарні відомості з математики та фізики, використовуються прийняті в даний час позначення, розглянуті типові завдання з коментарями та рішеннями, запропоновані запитання та завдання для самопідготовки студентів до модульних контрольних по блоках тем. На початку кожного розділу коротко викладені теоретичні питання, які охоплюють перелік знань, умінь і навичок, якими повинен оволодіти студент при вивченні конкретної теми, висвітлено її прикладне значення і роль при вивченні суміжних дисциплін. Завдання до окремих тем складені таким чином, що для вирішення якісних та кількісних задач передбачається використання довідкових даних – вони наведені в Додатках. Студенти нерідко зазнають труднощів при читанні навчальної, наукової і особливо хімічної літератури внаслідок багато чисельності хімічних понять, явищ та їх практичних застосувань і т.п. Тому в збірник включений короткий словник хімічних термінів, який, за задумом автора, повинен допомогти студентам освоїти мову хімії та її основні закони, розібратися в досить складних (іноді на перший погляд суперечливих) теоретичних моделях.

Збірник охоплює практично всі розділи загальної хімії, передбачені навчальною Програмою курсу "Загальна хімія". Особливу увагу приділено дуже важливого для професійного гідрометеоролога

розділу сучасної хімії, який ще недостатньо висвітлений у задачниках з загальної хімії – колоїдні розчини.

Прослухавши лекції, вивчивши розділ за підручниками, студент за допомогою даних методичних вказівок може самостійно попрацювати над питаннями для самоконтролю, це дозволить йому, з одного боку, познайомитися з характером і підходами при вирішенні типових питань з вивченої теми, з іншого – перевірити рівень своїх знань і оцінити вміння застосувати їх на практиці.

1. МЕТОДИКА РІШЕННЯ ХІМІЧНИХ ЗАДАЧ

При вивченні хімії велика увага приділяється методам вирішення розрахункових завдань. Рішення задач сприяє кращому засвоєнню теорії хімічних процесів.

1.1. АЛГОРИТМ РІШЕННЯ ХІМІЧНИХ ЗАДАЧ

Щоб вирішити хімічну задачу рекомендується наступне:

1. Уважно ознайомитись з умовами задачі: визначити, з якими величинами належить проводити обчислення, позначити їх буквами, установити одиниці їх виміру (табл. 1), визначити яка величина є шуканою. Записати дані задачі у вигляді коротких умов.

Таблиця 1.

Деякі фізичні величини, що використовують при вирішенні задач

Найменування величини	СИМВОЛ	Одиниці вимірювання	Форма запису
Маса речовини	m	мг; г; кг	$m(\text{CH}_4) = 30 \text{ кг}$
Відносна атомна маса	A_r	б/розмірна	$A_r(\text{C}) = 12$
Відносна молекулярна маса	M_r	б/розмірна	$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$
Кількість речовини	$\nu(\text{ню})$	моль	$\nu(\text{CaO}) = 1,1 \text{ моль}$
Молярна маса	M	г/моль, кг/моль	$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$
Об'єм речовини	V	мл, л, м^3	$V(\text{H}_2) = 10 \text{ л}$
Молярний об'єм	V_m	л/моль, $\text{м}^3/\text{моль}$	$22,4 \text{ л/моль}$
Щільність речовини	ρ (ро)	г/мл, г/см^3 , кг/м^3	$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$
Відносна щільність	D	б/розмірна	$D_{\text{H}_2}(\text{CO}) = 14$
Масова частка речовини в розчині або суміші	ω	б/розмірна або в %	$\omega(\text{O}_2) = 19\%$
Об'ємна частка газу в суміші	φ	б/розмірна або в %	$\varphi(\text{CO}_2) = 0,025$

2. Якщо в умовах задачі йдеться про взаємодію речовин, запишіть рівняння реакції (реакцій) і зрівняйте його (їх) стехіометричними коефіцієнтами.
3. З'ясуйте кількісні співвідношення між даними задачі і шуканою величиною. Для цього розчленуйте свої дії на етапи, почавши з питання задачі, з'ясування закономірності, за допомогою якої можна визначити шукану величину на останньому етапі обчислень. Якщо у вихідних даних не вистачає якихось величин, подумайте, як їх можна обчислити, тобто визначте попередні етапи розрахунку. Цих етапів може бути кілька.
4. Визначте послідовність всіх етапів вирішення задачі, запишіть необхідні формули розрахунків.
5. Підставте відповідні числові значення величин, перевірте їх розмірності (див. табл. 1 – 3. Додатків) та зробіть розрахунки.

1.2. ДЕЯКІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ЩОДО РОЗРАХУНКІВ

Обчислення відіграють провідну роль у сучасній хімії.

Результати розрахунків повинні відповідати точності значень розглянутих величин. Для цього необхідний облік похибки їх вимірювань. Однак на практиці у багатьох випадках можна проводити розрахунки без спеціального обліку 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 менше п'яти, то останню цифру наближеного числа записують без зміни, а якщо вона більше 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 вище, 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, що 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, використовуване надалі 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.

Наприклад, необхідно скласти числа 37,6; 9; 182,84, 0,7513. 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:

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

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

$$37,6 + 182,8 + 0,8 = 221,2.$$

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: 221.

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, Тому і в цьому випадку необхідно, як і при додаванні, попередньо виділити число, використовуване в якості основи. Таким в даному випадку буде число, що має найменшу кількість значущих цифр. Решта числа округляють так, щоб у них кількість значущих цифр було на одну більше, ніж у числа, прийнятого за основу (для забезпечення достовірності всіх значущих цифр остаточного результату). Наприклад, при проведенні розрахунку:

$$x = (2,718281828 \cdot 37,2) / 0,539676$$

за основу слід взяти число 37,2, так як воно складається з трьох значущих цифр, а кількість значущих цифр у решти чисел більше. Потім інші числа слід округлити, залишаючи в них по чотири значущі цифри (на одну цифру більше, ніж у числа 37,2):

$$2,718281828 = 2,718; \quad 0,539676 = 0,5396.$$

Після цього з отриманими новими наближеними числами виробляються відповідні математичні дії:

$$x = (2,718 \cdot 37,2) / 0,5396 = 187,37879911045218680504077094144.$$

Кількість вірних значущих цифр у цьому результаті не перевищує трьох. Тому отримане число округляють до 187, а решта цифр відкидають, як недостовірні. Тобто, остаточний результат:

$$x = 187.$$

Піднесення до степеня і добування кореня. Ці математичні дії – окремий випадок множення і ділення. Значить, їх точність

оцінюється так само, як і точність множення і ділення. Отже, результати зведення в ступінь і добування кореня містять стільки вірних цифр, скільки їх є в вихідних числах. Наприклад:

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

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

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

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

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

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

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

Особливо наочно видно перевагу вираження числа в експоненційній формі при запису відповіді у другому прикладі.

Логарифмування і потенціювання. Десятковим логарифмом числа X називається показник ступеня n , в яку треба звести число 10 (*основа десятикового логарифма*), щоб отримати число X . Наприклад, десятиковий 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:

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

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

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

Логарифм при будь-якій основі (10, e або будь-якої іншої) прийнято 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 приватного дорівнює різниці логарифмів діленого і дільника –

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

3. логарифм ступеня дорівнює добутку показника ступеня на логарифм числа, що зводиться у ступінь –

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

4. логарифм кореня 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 зворотня логарифмуванню. При десятковому потенціюванні ця дія позначають знаком **antilg** –

$$\text{antilg } n = 10^n = X.$$

При натуральному потенціювання його позначають знаком **exp** (експонента) –

$$\exp y = e^y = X.$$

Задачі і вправи для самоконтролю

1. Суміш складається з 4 кг азоту, 1,2 водню, 0,6 кг оксиду вуглецю та 16 кг метану. Яка загальна маса суміші?

Відповідь: 22 кг.

2. Суміш складається з 2 моль CO і 3 моль H₂. Яка маса цієї суміші, якщо молярна маса CO і H₂ дорівнюють $2,801 \cdot 10^{-2}$ і $2,02 \cdot 10^{-3}$ кг/моль?

Відповідь: $6,21 \cdot 10^{-2}$ 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 $x_2 = 5 \cdot 10^2$;

в) $x_1 = 2,500 \cdot 10^4$ і $x_2 = 500,0$.

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 $Y = \sqrt[x]{B}$ при наступних 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; д) e і $1,41 \cdot 10^8$;

в) 4,952 і 2,73; е) 10 і 5,49;.

6. Визначити значення функції $Y = 19,55^x \cdot x_2 \ln x_3$ при наступних значеннях x_1, x_2 і x_3 :
- а) 1,35, 2,24 і 12,6;
- б) $3,2 \cdot 10^{-2}$, 2,3 і 0,027.

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

2.1.1.1. МЕТАЛИ

Це група елементів, у вигляді простих речовин володіють характерними металевими властивостями, такими як високі тепло- і електропровідність, позитивний температурний коефіцієнт опору, висока пластичність і металевий блиск. З 118 хімічних елементів, відкритих на даний момент, до металів відносять 96 (див. Періодична система елементів Д.І.Менделєєва у Додатках):

- 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 полу металів,
- 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.

2.1.1.2. 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

2.1.2. 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 декількох інших речовин.

2.1.2.1. ОКСИДИ – E_xO_y

Це складні речовини (див. табл. 1), які складаються з двох елементів, один з них кисень (O), що знаходиться в ступені окислення -2.

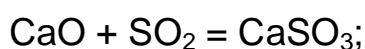
Таблиця 1.

Види оксидів

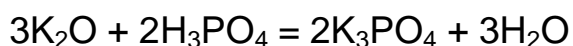
СОЛЕУТВОРЮЮЧІ			БАЙДУЖІ або НЕСОЛЕУТВОРЮЮЧІ
ОСНОВНІ	АМФОТЕРНІ	КИСЛОТНІ	
МЕТАЛИ з вал. $\leq II$	МЕТАЛИ з вал. II-IV	МЕТАЛИ с вал. $\geq IV$ НЕМЕТАЛИ з вал. $> II$	НЕМЕТАЛИ з вал $\leq II$
$Na_2O, CaO,$ FeO, CrO, MnO	$BeO, ZnO, Fe_2O_3,$ Cr_2O_3	$Mn_2O_7, CrO_3,$ CO_2, P_2O_5	CO, NO, N_2O
Оксиди, що відповідають основам	Оксиди, що відповідають основам і кислотам	Оксиди, що відповідають кислотам	Не взаємодіють з кислотами і основами

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВНИХ ОКСИДІВ

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



2. Основний оксид + Кислота = Сіль + H_2O (реакція обміну)



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



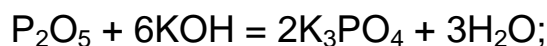
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТНИХ ОКСИДІВ

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

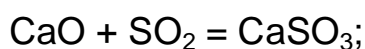


SiO_2 – не реагує;

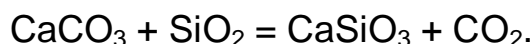
2. Кислотний оксид + Основа = Сіль + H_2O (реакція обміну)



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



4. Менш леткі витісняють більш леткі з їх солей (реакція заміщення)



ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМФОТЕРНИХ ОКСИДІВ

Взаємодіють як з кислотами, так і з лугами:

1. $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O};$
2. $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (у розчині);
3. $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (при сплавленні реагентів).

2.1.2.2. КИСЛОТИ – $\text{H}_x\text{E}_y\text{O}_z$

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

Це складні речовини (див. табл. 4. Додатків), до складу яких зазвичай входять атоми водню (здатні заміщатися на атоми металів) і кислотний залишок ($\text{E}_y\text{O}_z^{x-}$).

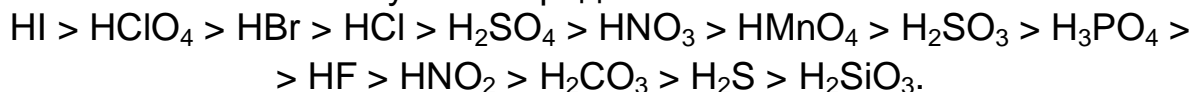
Безкисневі	Кисневовмісні
$\text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}, \text{HF}, \text{H}_2\text{S}$	$\text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$ та інш.

ОТРИМАННЯ КИСЛОТ

Взаємодія неметалів $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$	Кислотний оксид + вода = кислота $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
Реакція обміну між сіллю і менш летючої кислотою: $2\text{NaCl}_{(\text{ТВ.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{КОНЦ.})} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$	

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ

1. Сила кислот зменшується в ряді:

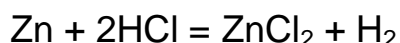
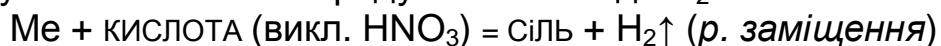


Кожна попередня кислота може витіснити з солі наступну!

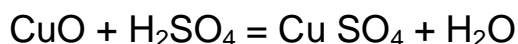
2. Змінюють забарвлення індикаторів:

Назва індикатору	Нейтральне середовище	Кисле середовище
Лакмус	Фіолетовий	Червоний
Фенолфталеїн	Безбарвний	Безбарвний
Метилоранж	Помаранчевий	Червоний
Унів. індикат. папір	Помаранчева	Червона

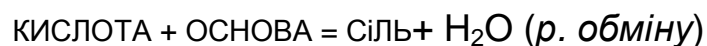
3. Реагують з металами в ряду активності до H_2 :



4. С основами (амфотерними) оксидами – оксидами металів:



5. Реагують з основами – *реакція нейтралізації*:



6. Реагують з солями слабких, летких кислот – якщо утворюється сіль, що випадає в осад або виділяється газ:



7. Термічне розкладання кисневмісних кислот (викл. H_2SO_4 ; H_3PO_4)



2.1.2.3. ОСНОВИ – **Мет(ОН)_x**

(якщо $x = 1$ – однокіслотні, $x = 2$ – двухкіслотні, $x = 3$ – трехкіслотні)

Це складні речовини, які складаються з атомів металу (**Мет**) або іона амонію (**NH₄⁺**) та гідроксогруп (**–ОН[–]**).

ОТРИМАННЯ ОСНОВ

РОЗЧИННИХ (лугів)	нерозчинних основ
1. $\text{Мет} + \text{H}_2\text{O} = \text{Луги} + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ 2. Оксид Мет + $\text{H}_2\text{O} = \text{Луги}$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{NaOH}$	$\text{Сіль} + \text{Луги} = \text{Основа} + \text{Сіль}$ $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

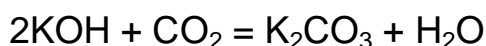
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЛУГІВ

1) Змінюють забарвлення індикаторів:

Назва індикатора	Нейтральне середовище ($\text{OH}^- = \text{H}^+$)	Лужне середовище ($\text{OH}^- > \text{H}^+$)
Лакмус	Фіолетове	Сине
Фенолфталеїн	безбарвне	Малинове
Метилоранж	Помаранчеве	Жовте
Універсальний індикаторний папір	Помаранчеве	Сине

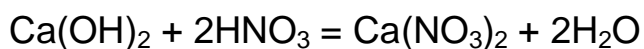
2) Взаємодія з кислотними оксидами

Луг + Кислотний оксид = Сіль + Вода – реакція обміну



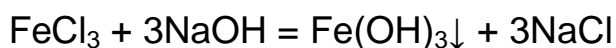
3) Взаємодія з кислотами

Луг + Кислота = Сіль + Вода – реакція обміну (нейтралізації)



4) З розчинами солей, якщо в результаті утворюється осад

Сіль + Луг = Нерозчинна основа↓ +
 + Нова сіль (розчин) – це реакція обміну

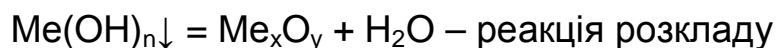


ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ

1) С кислотами – реакція обміну



2) Розклад при нагріванні



АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ (нерозчинні у воді)

1. Реагують з кислотами: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2. Реагують з лугами: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2 [\text{Zn}(\text{OH})_4]$

2.1.2.4. СОЛІ – $\text{Met}_x(\text{Э}_y\text{O}_z)_n$

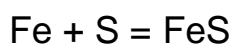
Це складні речовини, які є продуктами заміщення іонів водню (H^+) в кислоті на метал (**Мет**) або гідроксогруп основи ($-\text{OH}^-$) на кислотний залишок ($\text{E}_y\text{O}_z^{x-}$):

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

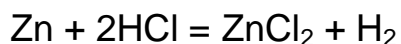
ОТРИМАННЯ СОЛЕЙ

1. З металів:

метал + неметал = сіль

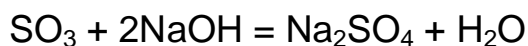


метал (метали до H_2) + кислота (розчин) = сіль + H_2

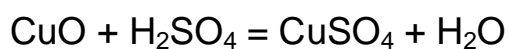


2. З оксидів:

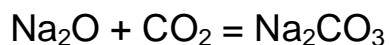
кислотний оксид + луг = сіль + вода



основний оксид + кислота = сіль + вода

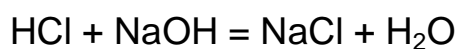


основний оксид + кислотний оксид = сіль

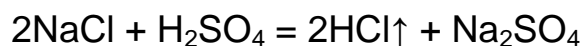
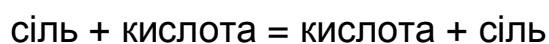
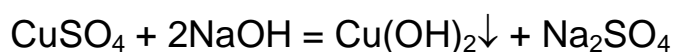
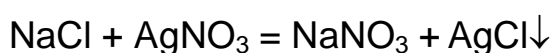
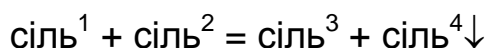


3. Реакція нейтралізації:

кислота + основа = сіль + вода



4. З солей:



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

ХІМІЧІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ

1. Взаємодіють з металами, солями, основами, кислотами (див. вище)

2. Розкладання при прожарюванні:



(Виняток. Солі лужних металів:



2.2. НОМЕНКЛАТУРА СКЛАДНИХ СПОЛУК

Розглянемо номенклатуру складних неорганічних сполук.

2.2.1. НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДІВ

Назви оксидів складаються із назви елемента в називному відмінку та слова **оксид**. Якщо елемент утворює декілька оксидів, то ступінь 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 моноксид;

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.

2.2.2. 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 ступінь його окислення. Наприклад:

$\text{Mn}(\text{OH})_2$ – манган (II) гідроксид,

$\text{Mn}(\text{OH})_3$ – манган (III) гідроксид.

Розчинні у воді основи називаються 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:

$\text{Sn}(\text{OH})_2$ – станум (II) гідроксид, $\text{Sn}(\text{OH})_4$ – станум (IV) гідроксид.

2.2.3. 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**, **-ісва(ева)**, **-ова** (тривіальні назви кислот див. у табл. 4. Додатків). Із зниженням ступеня окислення кислотоутворюючого елемента закінчення кислот змінюються в такій послідовності: **-нுவата**, **-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 самому 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.

2.2.4. 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 префікса **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,

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – алюміній дигідроксохлорид,

Mg_2OCl_2 – магній оксохлорид.

ПИТАННЯ 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) гідроген; Б) гелій; В) гафній.
He	А) гідроген; Б) гелій; В) гафній.
Hf	А) гідроген; Б) гелій; В) гафній.
N	А) нітроген; Б) неон; В) нікель.
Ne	А) нітроген; Б) неон; В) нікель.

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

Вихідні речовини реакції:		Який отримують 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) сірчанокиисле залізо; В) не знаю.
сірка	цинк	А) сірчанокислений цинк; Б) сульфід цинку; В) не знаю.
нітроген	гідроген	А) оксид нітрогену; Б) амоніак; В) не знаю.
водень	кисень	А) оксид водню; Б) вода; В) не знаю.

3. До якого типу солей належить хлорне вапно CaOCl_2 ?

А. Змішаних; В. Середніх; С. Кислих;

Д. Основних; Е. Подвійних

4. Гашеним вапном називають сполуку:
A. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ B. CaO_2 C. CaO D. CaCl_2 E. CaCO_3
5. У косметологічній практиці застосовують гексагідрат гідросульфиду кальцію. Укажіть формулу цієї солі:
A. $\text{Ca}(\text{HS})_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; B. $\text{CaS} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; C. $\text{CaSO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;
D. $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; E. $\text{CaSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
6. Який з наступних електролітів при дисоціації утворює іони H^+ і OH^- одночасно?
A. $\text{Zn}(\text{OH})_2$ B. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ C. NaOH
D. H_3PO_4 E. $\text{Sr}(\text{OH})_2$
7. Укажіть речовину, молекула якої складається з двох елементів:
A. Негашене вапно B. Гашене вапно C. Питна сода
D. Каустична сода E. Бертолетова сіль
8. Укажіть, до якого класу неорганічних сполук належить KMnO_4 :
A. Сіль B. Кислота C. Основа
D. Оксид E. Гідроксид
9. Серед наведених оксидів укажіть основний оксид:
A. MnO B. MnO_2 C. Mn_2O_7
D. Cr_2O_3 E. CrO_3
10. Серед наведених оксидів укажіть амфотерний оксид:
A. Cr_2O_3 B. CrO C. CrO_3
D. MnO E. Mn_2O_7
11. Концентрована сульфатна кислота при кімнатній температурі взаємодіє з обома речовинами:
A. Mg , MgO B. Al , Al_2O_3 C. Fe , FeO
D. C , CO_2 E. Cr , Cr_2O_3
12. До якого типу солей належить дигідроксоацетат алюмінію, розчин якого під назвою "розчин Бурова" використовують у медицині як в'яжучий, протизапальний засіб:
A. Основні B. Подвійні C. Змішані
D. Кислі E. Середні

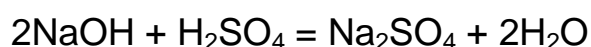
13. Два кислотних оксиди можуть взаємодіяти один з одним, якщо:
- A. При цьому перебігає окисно-відновна реакція
 - B. Один із оксидів відповідає сильній кислоті, а другий – слабкій
 - C. Обидва оксиди відповідають сильним кислотам
 - D. Реакція перебігає у водному розчині
 - E. Обидва оксиди відповідають слабким кислотам
14. Цинк належить до мікроелементів, а розчин цинку сульфату ZnSO_4 використовують у медицині як очні краплі. Укажіть, до якого типу солей належить ця сполука:
- A. Середні B. Кислі C. Основні
 - D. Комплексні E. Змішані

ТЕМА І. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ

1. ЕКВІВАЛЕНТ ПРОСТИХ І СКЛАДНИХ РЕЧОВИН

Еквівалент (Е) – це реальна або умовна частинка речовини, яка може приєднувати, заміщати, вивільняти чи бути яким-небудь іншим способом еквівалентна одному іону водню в кислотно-основних реакціях або одному електрону в окислювально-відновних реакціях.

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



слід, що одному іону водню відповідає одна молекула NaOH і одна H₂O, 1/2 молекули H₂SO₄ і 1/2 молекули Na₂SO₄, тому

E (NaOH) = NaOH	} реальні частинки
E (H ₂ O) = H ₂ O	
E (H ₂ SO ₄) = 1/2 H ₂ SO ₄	} умовні частинки
E (Na ₂ SO ₄) = 1/2 Na ₂ SO ₄	

Моль еквівалентів – кількість речовини, що містить $6,022 \times 10^{23}$ еквівалентів.

Маса одного моля еквівалентів речовини (елементу) називають молярною масою еквівалентів речовини Me, г/моль.

Наприклад:

Me (NaOH) = Mr (NaOH) = 40 г/моль;

Me (H₂SO₄) = 1/2 Mr (H₂SO₄) = 1/2 × 98 г/моль = 49 г/моль;

Me (Na₂SO₄) = 1/2 Mr (Na₂SO₄) = 1/2 × 142 г/моль = 71 г/моль.

Число, що позначає яка частка від реальної частки еквівалентна одному іону водню в кислотно-основних реакціях або одному електрону в окислювально-відновних реакціях, називають *фактором еквівалентності* – fe.

У розглянутих прикладах:

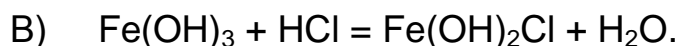
fe (NaOH) = 1;

fe (H₂SO₄) = 1/2;

fe (Na₂SO₄) = 1/2.

Приклад 1. Визначити еквіваленти і обчислити молярні маси еквівалентів тригідроксида заліза (Fe(OH)₃) в реакціях:





Рішення. Згадаємо:

1. Фактор еквівалентності (f_e) (еквівалент) – число, що показує яка частка частинки (атома, молекули) цієї речовини рівноцінна одному іону водню (H^+) в реакціях обміну або одному електрону в окислювально-відновних реакціях.

2. Молярна маса еквівалента – це маса одного моль еквівалента речовини, що дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу речовини.

3. Фактор еквівалентності і еквівалентна маса речовини визначаються тією реакцією в якій дана речовина бере участь, тому що речовини в різних реакціях мають різні фактори еквівалентності і еквівалентні маси.

З урахуванням сказаного, визначимо еквіваленти і обчислимо молярні маси еквівалентів тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) в реакціях:

А) Так як в одній молекулі тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) заміщається три гідроксильні групи (OH), отже, фактор еквівалентності (f_e) тригідроксиду заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) дорівнює $1/3$:

$$f_e (\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1/3.$$

Враховуючи, що молярна маса тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) дорівнює 107 г/моль (дивись таблицю Менделєєва), обчислимо молярну масу еквівалента тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) в реакції

$$M_e (\text{Fe}(\text{OH})_3) = 107 \cdot 1/3 = 35,67 \text{ (г/моль)}.$$

Б) Так як в одній молекулі тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) заміщається два гідроксильні групи (OH), отже, фактор еквівалентності (f_e) тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) дорівнює $1/2$:

$$f_e (\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1/2.$$

Враховуючи, що молярна маса тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) дорівнює 107 г/моль (дивись таблицю Менделєєва), обчислимо молярну масу еквівалента тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) в реакції

$$M_e(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 107 \cdot 1/2 = 53,5 \text{ (г/моль)}.$$

В) Так як в одній молекулі тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) заміщається одна гідроксильна група (ОН), отже, фактор еквівалентності (f_e) тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) дорівнює 1:

$$f_e(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1.$$

Враховуючи, що молярна маса тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) дорівнює 107 г/моль (дивись таблицю Менделєєва), обчислимо молярну масу еквівалента тригідроксида заліза ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) в реакції В):

$$M_e(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 107 \cdot 1 = 107 \text{ (г/моль)}$$

Відповіді:

- Фактор еквівалентності тригідроксида заліза в реакції А) дорівнює 1/3, молярна маса еквівалента дорівнює 35,67 г/моль;
- Фактор еквівалентності тригідроксида заліза в реакції Б) дорівнює 1/2, молярна маса еквівалента дорівнює 53,5 г/моль;
- Фактор еквівалентності тригідроксида заліза в реакції В) дорівнює 1, молярна маса еквівалента дорівнює 107 г/моль.

Згідно з закону еквівалентів (І.В. РІХТЕР, 1809):

хімічні елементи або речовини взаємодіють один з одним в кількостях, пропорційних їх еквівалентам:

$$\frac{m_a}{m_b} = \frac{M_e(a)}{M_e(b)} = \frac{E(a)}{E(b)},$$

де m_a і m_b – маси речовин a і b , (г);

$M_e(a)$ і $M_e(b)$ – молярні маси еквівалентів речовин, (г/моль);

$E(a)$ і $E(b)$ – еквіваленти речовин, (моль).

Якщо одна з речовин або обидві речовини, що вступили або одержані в результаті реакції, перебувають у газоподібному стані, закон еквівалентів приймає вигляд:

$$\frac{m_a}{V_b} = \frac{M_e(a)}{V_e(b)} \quad \text{або} \quad \frac{V_a}{V_b} = \frac{V_e(a)}{V_e(b)},$$

де m_a – маса твердого або рідкого речовини a , (г);

$M_e(a)$ – молярна маса еквівалента твердого (рідкого) речовини, (г/моль);

V_a, V_b – обсяг газоподібної речовини (н.у.), (л);

$V_e(a), V_e(b)$ – молярний об'єм еквівалента газоподібної речовини (н.у.), (л/моль або $\text{дм}^3/\text{моль}$).

Молярний об'єм еквівалента речовини V_e – це об'єм, займаний одним еквівалентом газоподібної речовини при нормальних умовах.

Оскільки 1 моль будь-якого газу при нормальних умовах займає об'єм 22,4 л, то молярний об'єм еквівалента газоподібного водню дорівнюватиме 11,2 л/моль, а кисню – 5,6 л/моль.

Молярна маса еквівалентів елемента в сполуці не є величиною постійною. Вона залежить від валентності елемента в даній сполуці і виражається, г/моль, рівнянням:

$$M_e(\text{елемента}) = \frac{M_r}{z} = f_e \cdot M_r,$$

де M_r – молярна маса елемента, (г/моль);

z – валентність елемента в даній сполуці;

$f_e = 1/z$ – фактор еквівалентності.

Молярні маси еквівалентів складних речовин розраховуються, (г/моль), за наступними формулами:

$$Me(кислоти) = \frac{Mr(кислоти)}{n},$$

де M_r – молярна маса кислоти, г/моль;

n – число атомів водню вступили в реакцію.

$$Me(основи) = \frac{Mr(основи)}{n},$$

де M_r – молярна маса основи, г/моль;

n – число гідроксильних груп в основі, що вступили в реакцію.

$$Me(солі) = \frac{Mr(солі)}{n \cdot z},$$

де M_r – молярна маса солі, г/моль;

n – число атомів металу, що утворює сіль;

z – валентність металу.

$$Me(оксиду) = \frac{Mr(оксиду)}{n \cdot z},$$

де M_r – молярна маса оксиду, г/моль;

n – число атомів елемента, що утворює оксид;

z – валентність цього елемента.

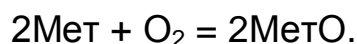
Приклад 2. При окисленні 16,74 грам двовалентного металу утворилося 21,54 грама оксиду. Обчисліть молярну масу еквівалента металу та його оксиду. Чому дорівнює атомна маса металу?

Рішення. Відповідно до закону Ріхтера:

маси реагуючих речовин пропорційні молярним масам еквівалентів цих речовин:

$$\frac{m_a}{m_b} = \frac{Me(a)}{Me(b)} = \frac{E(a)}{E(b)} \quad \text{або} \quad \frac{m_a}{Me(a)} = \frac{m_b}{Me(b)}$$

За умовою завдання оксид утворений двовалентним металом, отже, оскільки кисень теж двовалентний елемент, то формулу оксиду металу запишемо так MeO :



Виходячи з маси оксиду металу і маси металу, визначимо масу кисню за формулою (за законом збереження маси):

$$m(\text{O}) = m(\text{MeO}) - m(\text{Me}).$$

Отримуємо:

$$m(\text{O}) = 21,54 - 16,74 = 4,8 \text{ (г)}.$$

Закон еквівалентів в даному випадку має вигляд:

$$\frac{m(\text{Me})}{\text{Me}(\text{Me})} = \frac{m(\text{O})}{\text{Me}(\text{O})}$$

З рівняння знаходимо молярну масу еквівалента металу:

$$\text{Me}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \times \text{Me}(\text{O})}{m(\text{O})}.$$

Отримуємо:

$$\text{Me}(\text{Me}) = \frac{16,74 \times 8}{4,8} = 27,9 \text{ (г / моль)}$$

Визначимо молярну масу металу за формулою:

$$M(\text{Me}) = \text{Me}(\text{Me}) \cdot n \cdot z$$

де: n – число атомів елемента, що утворює оксид,

z – валентність.

Отримуємо:

$$M(\text{Me}) = 27,9 \cdot 1 \cdot 2 = 55,8 \text{ (г/моль)}.$$

Згадаємо, що молярна маса речовини, що має атомну чи металеву структуру, чисельно дорівнює відносній атомній масі.

Отже, атомна маса металу дорівнює 55,8 г/моль, а метал (дивись таблицю Менделєєва) – залізо (Fe).

Враховуючи, що молярна маса оксиду заліза (FeO) дорівнює 71,8 г/моль, знайдемо молярну масу еквівалента оксиду заліза (FeO) розрахуємо за формулою:

$$Me(окси́ду) = \frac{Mr(окси́ду)}{n \cdot z}$$

Отримуємо:

$$Me(FeO) = \frac{71,8}{1 \times 2} = 35,9 \text{ (г/моль)}$$

Відповіді:

- молярна маса еквівалента металу дорівнює 27,9 г/моль;
- атомна маса металу дорівнює 55,8 г/моль;
- молярна маса еквівалента оксиду дорівнює 35,9 г/моль.

ЗАДАЧІ

1. При згорянні 5,00 г металу утворюється 9,44 г оксиду металу. Визначити еквівалентну масу металу.
Відповідь: 9,01 г/моль.
2. Одне і те ж кількість металу з'єднується з 0,200 г кисню і з 3,17 г одного з галогенів. Визначити еквівалентну масу галогену.
Відповідь: 127 г/моль.
3. Маса 1 л кисню дорівнює 1,4 г. Скільки літрів кисню витрачається при згорянні 21 г магнію, еквівалент якої дорівнює 1/2 моля?
Відповідь: 10 л.
4. Визначити еквівалентні маси металу і сірки, якщо 3,24 г металу утворює 3,48 г оксиду і 3,72 г сульфїду.
Відповідь: 108 г/моль і 16 г/моль.
5. 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.

6. Миш'як утворює два оксиду, 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.

7. 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.

8. 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.

9. 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.

10. 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.

11. 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.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТА (далі: СРС)

1. Від чого залежить еквівалент хімічного елемента:

а) від валентності елемента;

б) завжди є постійною величиною?

2. Яка формула правильно виражає закон еквівалентів:

а) $\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_2}{E_1}$ б) $m_1 E_2 = m_2 E_1$

3. Фосфор утворює два різних за складом хлориди. Еквівалент якого елемента зберігається в цих сполуках постійним:
а) хлору; б) фосфору?
4. Вибрати правильні значення еквівалентних обсягів кисню і водню при нормальних умовах:
а) 11,2 л O_2 і 22,4 л H_2 ; б) 11,2 л O_2 і 11,2 л H_2 ;
в) 5,6 л O_2 і 11,2 л H_2 .
5. 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?
6. Еквівалентна маса металу в 2 рази більше, ніж еквівалентна маса кисню. У скільки разів маса оксиду більше маси металу:
а) в 1,5 рази; б) у 2 рази; в) в 3 рази?
7. Чи однакова еквівалентна маса хрому у сполуках $CrCl_3$ і $Cr_2(SO_4)_3$:
а) так, б) ні?
8. Чи однакова еквівалентна маса заліза в сполуках $FeCl_2$ і $FeCl_3$:
а) так, б) ні?

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 .

Між цими величинами для газів були експериментально встановлені наступні співвідношення:

1) при постійній температурі – *закон Бойля-Маріотта*:

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

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

Приклад 1.: при деякій температурі тиск газу, що займає об'єм 3 л, рівний 93,3 кПа. Яким стане тиск, якщо, не змінюючи температури, зменшити об'єм газу до 2,8 л?

Рішення: можна записати

$$P_2/P_1 = V_1/V_2$$

Тоді, позначивши шуканий тиск через P_2 , отримаємо:

$$P_2/93,3 = 3/2,8,$$

звідси:

$$P_2 = 93,3 \cdot 3/2,8 = 100 \text{ кПа.}$$

2) при постійному тиску – *закон Гей-Люссака*:

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

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

Приклад 2.: при 27°C об'єм газу дорівнює 600 мл, який об'єм займе газ при 57°C, якщо тиск буде залишатися постійним?

Рішення: позначимо шуканий об'єм через V_2 , а відповідну йому температуру через T_2 . За умовою завдання $V_1 = 600$ мл,

$$T_1 = 273 + 27 = 300^\circ\text{K} \quad \text{і} \quad T_2 = 273 + 57 = 330^\circ\text{K.}$$

Підставляючи ці значення в математичний вираз закону Гей-Люссака, отримаємо:

$$600/300 = V_2/330,$$

звідки

$$V_2 = 600 \cdot 330/300 = 660 \text{ мл.}$$

3) при постійному об'ємі – закон Шарля:

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

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

Приклад 3.: при 15°C тиск у балоні з киснем одно $91,2 \cdot 10^2$ кПа. При якій температурі воно стане рівним $101,3 \cdot 10^2$ кПа?

Рішення: позначимо шукану температуру як T_2 . За умовою завдання $T_1 = 273 + 15 = 288^\circ\text{K}$, $P_1 = 91,2 \cdot 10^2$ кПа. Підставляючи ці значення в рівняння закону Шарля, знаходимо, що

$$T_2 = 101,3 \cdot 10^2 \cdot 288 / (91,2 \cdot 10^2) = 320^\circ\text{K} \text{ або } 47^\circ\text{C}.$$

Наведені вище три газові закону можна об'єднати в один *універсальний газовий закон*:

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2, \text{ або } PV/T = \text{const.}$$

Приклад 4.: при 25°C і тиску 99,3 кПа деяка кількість газу займає об'єм 152 мл. Знайти, який об'єм займе ця ж кількість газу при 0°C і тиску 101,33 кПа?

Рішення: підставляючи дані в рівняння

$$PV/T = P_0V_0/T_0,$$

отримуємо:

$$V_0 = PVT_0/P_0T = 99,3 \text{ кПа} \cdot 152 \text{ мл} \cdot 273^\circ\text{K} / (101,33 \text{ кПа} \cdot 298^\circ\text{K}) = 136,5 \text{ мл}.$$

Це рівняння було встановлено французьким фізиком Б.Клапейроном в 1834 р. Значення постійної в рівнянні залежить тільки від кількості речовини газу. Рівняння для одного моля газу було виведено Д.И.Менделєєвим в 1874 р. Для 1 моля газу постійна називається *універсальною газовою постійною* і позначається **R**:

$$PV = RT,$$

де $R = P_0V_0/T_0 = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K}) = 0,0821 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{K})$.

Для довільної кількості газу ν праву частину цього рівняння треба помножити на ν :

$$PV = \nu \cdot RT,$$

і, нарешті, підставляючи в це рівняння вираз для числа молей, знаходимо найбільш загальне рівняння стану ідеального газу:

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

що називається рівнянням Клапейрона-Менделєєва. Це рівняння справедливе для всіх газів в будь-яких кількостях і для всіх значень P , V і T , при яких гази можна вважати ідеальними.

Розглянемо деякі наслідки з рівняння Клапейрона-Менделєєва.

Нормальними умовами (скорочено н.у.) для газів вважаються тиск:

$$P_0 = 1 \text{ атм} = 101,325 \text{ кПа}$$

і температура:

$$T_0 = 273,15^\circ\text{K} = 0^\circ\text{C}.$$

Знайдемо об'єм одного моля газу при н.у.:

$$V_m = RT_0/P_0 = 8,314 \cdot 273,15/101,325 = 22,413 \text{ л.}$$

Об'єм 22,4 л називають *молярним (мольним)* об'ємом газу і позначають відповідно $V_m = 22,4 \text{ л / моль}$.

Наприклад, розглянемо оксид сірки SO_2 . Молекулярна маса $M(\text{SO}_2)$ дорівнює 64 г/моль. Отже, один моль SO_2 має масу 64 г і займає об'єм (при н.у.), рівний 22,4 л, а також містить у цьому обсязі $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул цього газу.

Рівняння Клапейрона-Менделєєва дозволяє знайти кількість речовини газу за його об'ємом. При нормальних умовах:

$$\nu = V/V_m = V / 22,413 \text{ л.}$$

При довільних умовах

$$\nu = PV / (RT),$$

при цьому об'єм газу слід виражати в літрах, а значення R залежить від розмірності тиску. Багато хімічні реакції, у тому числі й газові,

проводяться при постійних температурі і тиску. При цих умовах з рівняння Клапейрона-Менделєєва слідують дуже важливі два результати:

$$1) V = \nu RT/P = \nu \cdot (RT/P).$$

Вираз в дужках є постійним при $P = \text{const}$ і $T = \text{const}$. Це означає, що

$$V_1/\nu_1 = V_2/\nu_2, \text{ або } V \sim \nu.$$

Отже, обсяг газу прямо пропорційний числу молей (і 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*:

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. При стехіометричних розрахунках газових реакцій число молей газів можна замінити їх об'ємом.

2) Знайдемо за допомогою рівняння Клапейрона-Менделєєва вираз для густини газів:

$$\rho = m/V = PM/RT = (P/RT) \cdot M.$$

Вираз в дужках є постійним при $P = \text{const}$ і $T = \text{const}$. Це означає, що

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

Отже, щільність газів прямо пропорційна їх молярній масі при заданих тиску та температурі. Цей результат дозволяє ввести **відносну щільність газів**, яка показує, у скільки разів один газ важчий іншого. Щільність газу В по газу А визначається наступним чином:

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

2.1. ПАРЦІАЛЬНИЙ ТИСК ГАЗІВ

При визначенні молекулярних мас газоподібних речовин часто доводиться вимірювати об'єм газу, зібраний над водою і тому

насиченого 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.

При цьому парціальний тиск газу в суміші дорівнює тому тиску, який він справляв би, займаючи один такий же об'єм, який займає суміш газів.

Приклад 5. Змішано 2 л кисню і 4 л оксиду сірки SO_2 , взятих при однаковому тиску, рівному 100 кПа; об'єм суміші 6 л. Визначити парціальний тиск газів в суміші.

Рішення: за умовою завдання об'єм кисню збільшився після змішання в $6/2 = 3$ рази, об'єм оксиду сірки – в $6/4 = 1,5$ рази. У стільки ж разів зменшилися парціальні тиски газів. Отже маємо

$$p(\text{O}_2) = 100/3 = 33,3 \text{ кПа},$$

$$p(\text{SO}_2) = 100/1,5 = 66,7 \text{ кПа}.$$

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 суміш.

Приклад 6.: Змішано 3 л CO_2 , 4 л O_2 і 6 л N_2 . До змішування тиск CO_2 , O_2 , N_2 складав відповідно 96, 108 і 90,6 кПа. Загальний об'єм суміші 10 л. Визначити тиск суміші.

Рішення: знаходимо парціальні тиску окремих газів

$$p(\text{CO}_2) = 96 \cdot 3/10 = 28,8 \text{ кПа},$$

$$p(\text{O}_2) = 108 \cdot 4/10 = 43,2 \text{ кПа},$$

$$p(\text{N}_2) = 90,6 \cdot 6/10 = 54,4 \text{ кПа}.$$

Загальний тиск газової суміші (P) дорівнює сумі парціальних тисків (p):
 $P_{(\text{суміші})} = 28,8 \text{ кПа} + 43,2 \text{ кПа} + 54,4 \text{ кПа} = 126,4 \text{ кПа}.$

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 виражена в частках загального об'єму (об'ємна частка) або у відсотках від загального об'єму (відсоток за об'ємом).

Приклад 7. Скільки молей кисню знаходиться в 1 л повітря, якщо об'ємний вміст його становить 21% (у.н.)?

Рішення. При нормальних умовах кисень, що міститься в 1 л повітря, займе обсяг 0,21 л. Знаючи молярний об'єм кисню, знаходимо число його молей в 0,21 л O₂:

1 моль займає 22,4 л

x молей » » 0,21 л,

$$x = \frac{0,21 \cdot 1}{22,4} = 0,0094 \text{ моль } O_2$$

ЗАДАЧІ

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

Відповідь: 746 мл

2. Тиск газу, що займає об'єм 2,5 л, дорівнює 121,6 кПа (912 мм рт. ст.). Чому буде дорівнює тиск, якщо, не змінюючи температури, стиснути газ до обсягу в 1 л?

Відповідь: 303,9 кПа.

3. На скільки градусів треба нагріти газ, що знаходиться в закритій посудині при 0°C, щоб тисків його збільшилася вдвічі?

Відповідь: на 273 градуси.

4. При 27°C і тиску 720 мм рт. ст. обсяг газу дорівнює 5 л. Який об'єм займе ця ж кількість газу при 39°C і тиску 104 кПа?

Відповідь: 4,8 л.

5. При 7°C тиск газу в закритій посудині одно 96,0 кПа. Яким стане тиск, якщо охолодити посудину до -33°C?

Відповідь: 82,3 кПа.

6. При нормальних умовах 1 г повітря займає обсяг 773 мл. Який обсяг займе та ж маса повітря при 0°C і тиску, рівному 93,3 кПа (700 мм рт. ст.)?

Відповідь: 839 мл.

7. Тиск газу в закритій посудині при 12°C дорівнює 100 кПа (750 мм рт. ст.). Яким стане тиск газу, якщо нагріти посудину до 30°C?

Відповідь: 106,3 кПа.

8. У сталевому балоні місткістю 12 л знаходиться при 0°C кисень під тиском 15,2 МПа. Який об'єм кисню, що знаходиться при нормальних умовах, можна отримати з такого балона?

Відповідь: 1,8 м³.

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

Відповідь: 114°C.

10. Газова суміш приготовлена з 2 л H₂ (P = 93,3 кПа) і 5 л CH₄ (P = 112 кПа). Об'єм суміші дорівнює 7 л. Знайти парціальні тиски газів і загальний тиск суміші.

Відповідь: $P_{H_2} = 26,7 \text{ кПа}$; $P_{CH_4} = 80,0 \text{ кПа}$.

11. Газова суміш складається з NO і CO₂. Обчислити об'ємний вміст газів у суміші (у %), якщо їх парціальні тиски дорівнюють відповідно 36,3 і 70,4 кПа (272 і 528 мм рт. ст.).

Відповідь: 34% NO, 66,0% CO₂.

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Як варто змінити умови, щоб збільшення маси даного газу не призвело, до зростання його об'єму:

а) знизити температуру;

- б) збільшити тиск;
- в) не можна підібрати умов?
2. Які значення температури і тиску відповідають нормальним умовам для газів:
- а) $t = 25^{\circ}\text{C}$, $P = 760$ мм рт. ст.;
- б) $t = 0^{\circ}\text{C}$, $P = 1,013 \cdot 10^5$ Па;
- в) $t = 0^{\circ}\text{C}$, $P = 760$ мм рт. ст.?
3. Який об'єм займає 1 моль будь-якого газу при "нормальних умовах"
- а) $V = 22,4$ л;
- б) $V = 1$ л;
- в) $V = 1$ м³;
- г) $V = 22,4$ м³;
- д) $V = 100$ л.
4. Вкажіть параметри "нормальні умови" для газів
- а) $P = 10^5$ Па, $T = 273^{\circ}\text{K}$;
- б) $P = 10^5$ Па, $T = 298^{\circ}\text{K}$;
- в) $P = 1$ Па, $T = 273^{\circ}\text{K}$;
- г) $P = 10$ Па, $T = 273^{\circ}\text{K}$.
5. Чому дорівнює маса 5,6 літрів газу H_2S при н. у. (у грамах)?
- а) 8,5; б) 7,9; в) 8,8;
- г) 9,0; д) 8,0.
6. Посудина наповнений сумішшю кисню та азоту. При якому співвідношенні парціальних тисків маси газів будуть однакові:
- а) $P_{\text{O}_2} = P_{\text{N}_2}$;
- б) $P_{\text{O}_2} = 0,875 P_{\text{N}_2}$;
- в) $P_{\text{O}_2} = 1,14 P_{\text{N}_2}$?

7. Парціальний тиск кисню в повітрі дорівнює 22 кПа. Чому дорівнює вміст кисню у відсотках за об'ємом:
- а) 42%;
 - б) 21%;
 - в) 10,5%?
8. Водень збирали в одному випадку над водою, в іншому – над ртуттю при однакових умовах. В обох випадках обсяг газу виявився однаковим. Чи однакові кількості зібраного водню:
- а) однакові;
 - б) кількість водню, зібраного над ртуттю, більше;
 - в) кількість водню, зібраного над водою, більше?

3. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ І РІВНЯННЯМИ

Поряд з масою і об'ємом в хімічних розрахунках часто використовується поняття *кількість речовини*, яке пропорційне числу структурних одиниць, що містяться в даній масі (об'ємі) речовині. При цьому в кожному випадку повинно бути вказано, які саме структурні одиниці (молекули, атоми, іони, електрони або інші) маються на увазі. Одиницею кількості речовини є **моль**.

Моль – кількість речовини, що містить стільки молекул, атомів, іонів, електронів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 12 г ізотопу вуглецю ^{12}C .

Число структурних одиниць, що містяться в 1 молі речовини (*постійна Авогадро*), визначено з великою точністю – в практичних розрахунках його приймають рівним $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Неважко показати, що маса 1 моля речовини (*мольна маса*), виражена в грамах, чисельно дорівнює відносній молекулярній масі цієї речовини.

Приклад 1. Виразити в грамах масу однієї молекули CO_2 .

Рішення. Молекулярна маса CO_2 дорівнює 44,0. Отже, мольна маса CO_2 дорівнює 44,0 г/моль. В 1 молі CO_2 міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Звідси знаходимо масу однієї молекули:

$$m = \frac{44,0}{6,02 \cdot 10^{23}} = 7,31 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

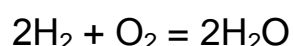
Згідно закону Авогадро:

в рівних обсягах будь-яких газів, взятих при одній і тій же температурі і однаковому тиску, міститься однакове число молекул.

Іншими словами, одне і те ж число молекул будь-якого газу займає при однакових умовах один і той же об'єм. Разом з тим 1 моль будь-якого газу містить однакове число молекул. Отже, при однакових умовах 1 моль будь-якого газу займає один і той же об'єм. Цей об'єм називається *молярний об'ємом газу* і при нормальних умовах (0°C , тиск 101, 325 кПа) дорівнює 22,4 л.

Приклад 2. Суміш еквівалентних кількостей водню і кисню знаходиться в закритій посудині при температурі вище 100°C . Як зміниться тиск у посудині, якщо суміш підірвати і потім привести вміст посудини до первісної температури?

Рішення. При взаємодії водню з киснем



з кожних двох молекул H_2 і однієї молекули O_2 виходять дві молекули H_2O .

Таким чином, в результаті реакції загальне число молекул зменшується в 1,5 рази. Оскільки реакція протікає при постійному об'ємі, а по закінченні реакції вміст посудини наводиться, до первісної температури, то зменшення кількості молекул в 1,5 рази тягне за собою таке ж *зменшення тиску*.

Приклад 3. Визначити об'єм, займаний 5,25 г азоту при 26°C і тиску 98,9 кПа (742 мм рт. ст.).

Рішення. Знаючи молярний об'єм і мольну масу N_2 (28,0 г/моль) азота, знаходимо об'єм, який будуть займати 5,25 г азоту при нормальних умовах

$$\begin{array}{ccc} 28,0 \text{ г азоту займають об'єм} & 22,4 \text{ л} \\ 5,25 \text{ г} & \gggg & V_0 \end{array}$$

звідки

$$V_0 = \frac{5,25 \cdot 22,4}{28,0} = 4,20 \text{ л}$$

Потім приводимо отриманий об'єм до зазначених в задачі умов:

$$V = \frac{P_0 V_0 T}{P T_0} = \frac{101,3 \cdot 4,2 \cdot 299}{98,9 \cdot 273} = 4,71 \text{ л.}$$

3.1. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ РЕЧОВИНИ

Щоб визначити молекулярну масу речовини, зазвичай знаходять чисельно рівну їй мольну масу речовини в г/моль.

А. Визначення молекулярної маси по щільності газу

Приклад 4. Щільність газу по повітрю дорівнює 1,17. Визначити молекулярну масу газу.

Рішення. Із закону Авогадро випливає, що при одному і тому ж тиску і однакових температурах маси (m) рівних об'ємів газів відносяться як їх молярні маси (M)

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

де m_1/m_2 – відносна щільність першого газу за другим, яку позначають символом D .

Отже, за умовами завдання:

$$D = \frac{M_1}{M_2} = 1,17 \cdot$$

Середня мольна маса повітря М: дорівнює 29,0 г/моль.

Тоді:

$$M_1 = 1,17 \cdot 29,0 = 33,9 \text{ г/моль},$$

що відповідає молекулярній масі, рівної 33,9.

Б. Визначення молекулярної маси газу по мольному об'єму

Приклад 5. Визначити молекулярну масу газу, якщо при нормальних умовах 0,824 г його займають об'єм 0,260 л.

Рішення. При нормальних умов 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л. Обчисливши масу 22,4 л даного газу, ми дізнаємося його мольну масу.

0,824 г газу займають об'єм 0,260 л

х г » » » 22,4 л,

звідки маємо:

$$x = \frac{22,4 \cdot 0,824}{0,260} = 71,0 \text{ г}$$

Отже, мольна маса газу дорівнює 71,0 г/моль, а його молекулярна маса – 71,

В. Визначення молекулярної маси по рівнянню Клапейрона – Менделєєва

Рівняння Клапейрона – Менделєєва (рівняння стану ідеального газу) пов'язує масу (m, кг), температуру (Т, К), тиск (Р, Па) і об'єм (V, м³) газу з його мольної масою (М, кг/моль):

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

Тут R – універсальна газова постійна, рівна 8,314 Дж/(моль · К).

В інших одиницях R має наступні значення:

$$62,36 \text{ л} \cdot \text{мм рт. ст.} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1} \quad \text{або} \quad 1,987 \text{ кал} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1},$$

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

Приклад 6. Обчислити молекулярну масу бензолу, знаючи, що маса 600 мл його парів при 87°C і тиску 83,2 кПа дорівнює 1,30 г.

Рішення. Висловивши дані задачі в одиницях СІ ($P = 8,32 \cdot 10^4 \text{ Па}$; $V = 6 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$; $m = 1,30 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$; $T = 360^\circ\text{К}$) і підставивши їх у рівняння Клапейрона – Менделєєва, знаходимо:

$$M = \frac{1,30 \cdot 10^{-3} \cdot 8,31 \cdot 360}{8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4}} = 78,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг / моль} = 78,0 \text{ г / моль}.$$

Молекулярна маса бензолу дорівнює 78,0.

3.2. ВИЗНАЧЕННЯ ФОРМУЛИ РЕЧОВИНИ

Формули речовин показують, які елементи і в якій кількості входять до складу речовини. Розрізняють формули найпростіші і молекулярні.

Найпростіша формула виражає найбільш простий можливий атомний склад молекул речовини, відповідний відноsinам мас між елементами, що утворюють дану речовину.

Молекулярна формула показує дійсне число атомів кожного елемента в молекулі (для речовин молекулярної будови).

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

Приклад 7. Знайти найпростішу формулу оксиду хрому, що містить 68,4% (мас.) хрому.

Рішення. Позначимо числа атомів хрому і кисню в найпростішій формулі оксиду хрому відповідно через x і y . Атомні маси цих елементів рівні, відповідно 52 і 16. Тому маси хрому і кисню в складі оксиду відносяться як $52x : 16y$. За умовами завдання це відношення дорівнює $68,4 : 31,6$. Отже:

$$52x : 16y = 68,4 : 31,6,$$

звідки маємо:

$$x : y = \frac{68,4}{52} : \frac{31,6}{16} = 1,32 : 1,98$$

щоб висловити отримане відношення цілими числами, розділимо обидва його члена на менший з них:

$$x : y = \frac{1,32}{1,32} : \frac{1,98}{1,32} = 1 : 1,5,$$

а потім помножимо обидва члени останньої відносини на два;

$$x : y = 2 : 3$$

Таким чином, найпростіша формула оксиду хрому Cr_2O_3 .

Приклад 8. При повному спалюванні 2,66 г деякої речовини вийшло 1,54 г CO_2 і 4,48 г SO_2 . Знайти найпростішу формулу речовини.

Рішення. Склад продуктів горіння показує, що речовина містить вуглець і сірку. Крім цих двох елементів до складу його міг входити і кисень.

Масу вуглецю, що входив до складу речовини, знаходимо по масі утвореного CO_2 . Мольна маса CO_2 дорівнює 44 г/моль; при цьому в 1 молі CO_2 міститься 12 г вуглецю. Знаходимо масу вуглецю m , що міститься в 1,54 г CO_2 :

$$44 : 12 = 1,54 : m;$$

$$m = 12 \cdot (1,54/44) = 0,42 \text{ г}$$

Обчислюючи аналогічним способом масу сірки, що міститься в 4,48 г SO_2 , отримуємо 2,24 г.

Таким чином, в згорілої речовині на 0,42 г вуглецю припадає 2,24 г сірки. Так як сума цих двох мас дорівнює загальній масі згорілої речовини (2,66 г), то кисню в продукті згорання не міститься.

Обчислюємо відношення числа атомів вуглецю (x) і сірки (y) у молекулі згорілої речовини:

$$x : y = \frac{0,42}{12} : \frac{2,24}{32} = 0,035 : 0,070 = 1 : 2$$

Отже, найпростіша формула речовини CS₂.

Інколи при знаходженні молекулярної формули речовини крім складу речовини корисно знати її молекулярну масу.

Приклад 9. Газоподібна сполука азоту з воднем містить 12,5% (мас.) водню. Щільність з'єднання за воднем дорівнює 16. Знайти молекулярну формулу сполуки.

Рішення. Знаходимо відношення числа атомів азоту (x) до числа атомів водню (y) в молекулі сполуки:

$$x : y = \frac{87,5}{14} : \frac{12,5}{1} = 6,25 : 12,5 = 1 : 2$$

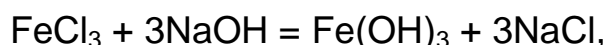
Найпростіша формула сполуки NH₂. такий формулі відповідає молекулярна маса, рівна 16. Істинну молекулярну масу речовини знаходимо, виходячи з її щільності за воднем:

$$M = 2 \cdot 16 = 32.$$

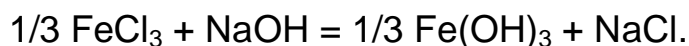
Таким чином, істинна молекулярна маса речовини вдвічі більше обчисленої за його простій формулі. Отже, молекулярна формула сполуки N₂H₄.

3.3. РІВНЯННЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

У хімічних реакціях з одних речовин виходять інші. Вихідні речовини, що вступають у хімічну реакцію, називаються реагентами, а нові, які утворюються внаслідок такої реакції, — продуктами реакції. Усі хімічні реакції зображують хімічними рівняннями. Коефіцієнти в обох частинах хімічного рівняння можна збільшувати або зменшувати в одне і те ж число раз. Так, якщо зрівнювати коефіцієнти в рівнянні:



виходячи з одного моля гідроксиду натрію, то воно прийме вигляд:



У цьому випадку хімічне рівняння також буде правильним, так як дотримується закон збереження маси речовин. Коефіцієнт 1 зазвичай опускається.

Таким чином, підбір коефіцієнтів в хімічному рівнянні здійснюється за допомогою простих міркувань після того, як записана схема реакції. Коефіцієнти перед формулами речовин у рівняннях хімічних реакцій називають стехіометричними коефіцієнтами.

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

Приклад 10. Потрібно отримати 100 г сірчаної кислоти H_2SO_4 з триоксид сірки SO_3 по реакції:



Питається, скільки літрів газоподібного SO_3 потрібно взяти для цього при н.у.? І скільки води потрібно для реакції?

Рішення. Підхід до вирішення цього завдання стає зрозумілим, як тільки ми запишемо рівняння реакції разом з усіма відомими нам даними:

Рівняння:	SO_3	+	H_2O	=	H_2SO_4
Молекулярна вага (а.е.м.):	80		18		98
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)

Обчислимо, яка кількість міститься у 100 г сірчаної кислоти:

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

відразу стає ясно, що SO_3 для реакції потрібно теж 1,02 моль або

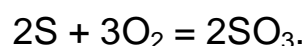
$$1,02 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,85 \text{ л}.$$

Води теж буде потрібно 1,02 моль або

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

Якщо помилитися з кількістю води (додати її більше), то вийде не концентрована, а розбавлена сірчана кислота.

Ускладнимо завдання. Припустимо, у лабораторії немає SO_3 , але є сірка. Скільки сірки і скільки кисню буде потрібно для отримання тих же 100 г сірчаної кислоти? 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). Після цього знову запишемо всі відомі нам дані:

Рівняння:	S	+	3/2 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 газу		22,85 л
	(? моль)		(? моль)		(1,02 моль)

По рівнянню реакції видно, що сірки потрібно теж 1,02 моля або

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

Кисню ж буде потрібно:

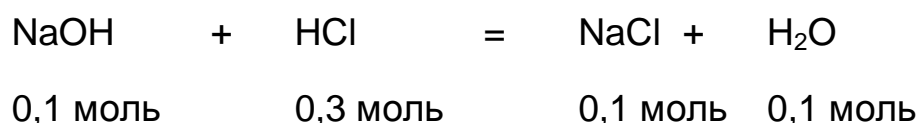
$$3/2 \cdot 1,02 \text{ моля} = 1,53 \text{ моля,}$$

що при н.у. становить

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

Таким чином, за допомогою *молю* хіміки можуть не тільки зважувати на терезах потрібну їм кількість молекул, але і розраховувати необхідні маси реагентів і продуктів в хімічних реакціях, коли до справи залучаються ще й рівняння цих реакцій.

Особливо зручні молі в тих випадках, коли один з реагентів узято в надлишку. Наприклад, по рівнянню реакції, в якому вже пораховані завантаження реагентів в молях:



можна легко здогадатися, що продуктів реакції вийде тільки по 0,1 моль, а 0,2 моль HCl залишаться невитрачені.

ЗАДАЧІ

1. Скільки молекул міститься в 1,00 мл водню при нормальних умовах?

Відповідь: $2,69 \cdot 10^{19}$.

2. Який об'єм при нормальних умовах займають $27 \cdot 10^{21}$ молекул газу?

Відповідь: 1 л.

3. Маса $0,001 \text{ м}^3$ газу (0°C , 101,33 кПа) дорівнює 1,25 г. Обчислити:
а) мольну масу газу;

б) масу однієї молекули газу.

Відповідь: 28 г/моль; $4,65 \cdot 10^{-23}$ г.

4. Маса $0,001 \text{ м}^3$ газу при нормальних умовах дорівнює 0,0021 кг. Визначити мольну масу газу і його щільність по повітрю.

Відповідь: 47 г/моль; 1,62.

5. Щільність етилену по кисню дорівнює 0,875. Визначити молекулярну масу газу.

Відповідь: 28,0.

6. При 17°C і тиску 104 кПа (780 мм рт. Ст.) Маса 624 мл газу дорівнює 1,56 г. Обчислити молекулярну масу газу.

Відповідь: 58,0.

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

Відповідь: Na_2CO_3 .

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

Відповідь: COH_4N_2 .

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

Відповідь: V_2O_5 .

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

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

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

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

12. 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 вийшло в результаті реакції?

Відповідь: 28,7 г AgCl .

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

Відповідь: 94,6%.

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. 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?

2. Яке співвідношення об'ємів, займаних 1 молем HCl і 1 молем Cl_2 (Т і Р однакові):

а) $V_{\text{HCl}} > V_{\text{Cl}_2}$,

б), $V_{\text{HCl}} = V_{\text{Cl}_2}$

в) $V_{\text{HCl}} < V_{\text{Cl}_2}$?

3. 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 ?
4. Найпростіша формула гідразину NH_2 . Яка його справжня формула, якщо щільність пари гідразину по повітрю дорівнює 1,1:
- а) NH_2 ;
 - б) N_2H_4 ;
 - в) N_3H_6 ?
5. 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 ?
6. Яка молекулярна формула сполуки азоту з киснем, якщо щільність цього газу за воднем дорівнює 15:
- а) NO ;
 - б) N_2O ;
 - в) NO_2 ?
7. Метал витіснив з кислоти 16,8 мл H_2 (умови нормальні). Який обсяг N_2 необхідний для зв'язування цієї кількості водню в NH_3 :
- а) 11,2 мл,
 - б) 5,6 мл;
 - в) 8,4 мл?
8. 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?

Тема II. БУДОВУ АТОМА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

1. ЕЛЕКТРОННА СТРУКТУРА АТОМІВ

При вирішенні питань, пов'язаних з електронною структурою атомів, слід виходити з того, що будь-який стійкий стан електрона в атомі характеризується певними значеннями квантових чисел n , l , m_l та m_s . Стан електрона в атомі, що відповідає певним значенням квантових чисел n , l , m_l , називається атомної електронної *орбіталью*.

Чисельні значенням квантових чисел для реально існуючих атомів:

$$n = 1; 2; 3; 4; 5; 6; \text{ і } 7,$$

$$l = 0; 1; 2; \text{ і } 3,$$

$$m_l = -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3,$$

$$m_s = \frac{1}{2} \text{ і } -\frac{1}{2}.$$

Кожна *атомна орбіталь* (АО) характеризується певним розподілом в просторі хвильової функції φ , квадрат якої визначає ймовірність виявлення електрона у відповідній області простору. Атомні орбіталі, яким відповідають значення l , рівні 0, 1, 2 і 3, називаються відповідно s-, p-, d- і f - орбіталями.

У графічних схемах електронної будови атомів кожна орбіталь позначається символом \square .

Згідно з *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 символічно позначають так: $\boxed{\uparrow\downarrow}$

АО заповнюються в порядку послідовного зростання їх енергій. Порядок заповнення електронами АО визначається *правилами Клечковського*, які враховують залежність енергії орбіталі від значень як головного (n), так і орбітального (l) квантових чисел (див. мал.).

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

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

Треба пам'ятати: при заповнення електронами АО не повинен порушуватися принцип Паулі!

В табл. 1. наведена енергетична послідовність орбіталей в атомах, що знаходяться в стаціонарному стані.

Таблиця 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						
3	2	1	2p	Другий період					
	3	0	3s						
4	3	1	3p	Третій період					
	4	0	4s						
5	3	2	3d	Четвертий період					
	4	1	4p						
	5	0	5s						
6	4	2	4d	П'ятий період					
	5	1	5p						
	6	0	6s						
7	4	3	4f	Шостий період					
	5	2	5d						
	6	1	6p						
8	7	0	7s	Сьомий період					
	5	3	5f						
	6	2	6d						
	7	1	7p						
8	8	0	8s	Початок восьмого періоду					

Виятки з правила Клечковского:

Емпіричне правило Клечковского і що з нього схема черг заповнення атомних орбіталей дещо суперечать реальної енергетичної послідовності 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 в атомі електронами після заповнення підрівня 4p?

Рішення. Подуровню 4p (див. мал.) 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:

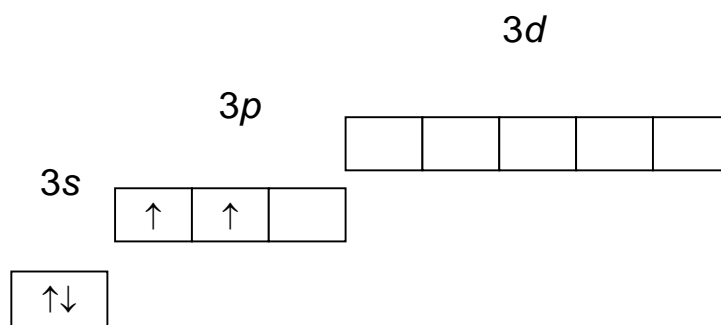
мінімальної енергії атома відповідає такий розподіл електронів по АО даного підрівня, при якому абсолютне значення сумарного спина атома (m_s) максимально.

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.

Рішення. Складаємо електронну формулу атома 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 наступний вигляд:



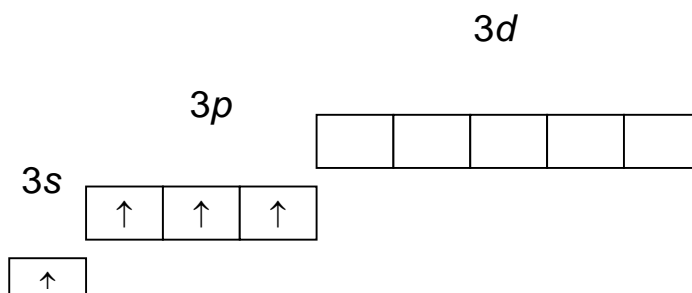
Розміщення електронів на 3p-підрівні показано тут у відповідності з правилом Хунда: сумарний спін атома має при цьому максимальне значення ($\frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1$).

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



відповідають нульового значення сумарного спина атома ($\frac{1}{2} + -\frac{1}{2} = 0$) і, отже, відповідають порушеному стану атома.

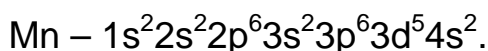
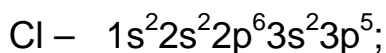
При деякій енергії один з 3s-електронів атома кремнію може бути переведений на вакантну 3p-орбіталь; при цьому енергія атома зростає, так що виникає електронна конфігурація ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$), що відповідає одному з можливих збуджених станів кремнію:



Елементи, у яких валентні електрони розташовані на орбіталях, описуваних 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 поміщають в одній групі періодичної системи елементів? Чому їх поміщають в різних підгрупах?

Рішення. 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 можливо для електронів енергетичного підрівня, орбітальний 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 Клечковского 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. Вказати порядковий номер елемента, у якого:

а) закінчується заповнення електронами орбіталей $4d$;

б) починається заповнення підрівня $4p$.

Відповідь: а) Ag; б) Ga.

5. Який підрівень заповнюється в атомах після підрівня $5s$?

Відповідь: $4d$.

6. У якого елемента починає заповнюватися підрівень 4f? У якого елемента завершується заповнення цього підрівня?

Відповідь: Ce; Yb.

7. Який підрівень заповнюється в атомах після заповнення подуровня 5p? 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. Скласти електронно-графічні схеми іонів Fe^{2+} та Fe^{3+} . Чим можна пояснити особливу стійкість електронної конфігурації іона Fe^{3+} ?

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Напишіть електронні формули для наступних елементів: ${}_6C$, ${}_{12}Mg$, ${}_{16}S$, ${}_{21}Sc$.

2. Елементи мають наступні 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 російською мовами.

3. Елемент має зовнішній електронний рівень такої будови: ... $3p^3$. Що це за елемент?

4. Напишіть електронну формулу для елемента з 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. Які з перерахованих підрівнів не існує:
 $2s$, $4f$, $2p$, $3d$, $1p$, $2d$, $1s$, $3f$?
7. Скільки електронів і протонів містить молекула аміаку NH_3 ?
8. Дано елементи із зарядами ядер $Z = 3$ і $Z = 19$. Який з них кращий донор 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 з зовнішньої оболонки. Напишіть електронні формули елементів з зарядами ядер $Z = 3$ і $Z = 9$. Керуючись правилом октету, дайте відповідь на питання: який з цих елементів схильний утворювати негативно заряджені, а який – позитивно заряджені іони?
11. Дано елементи із зарядами ядер $Z = 7$ і $Z = 15$. Який з них кращий акцептор електронів?
12. Напишіть електронну формулу елемента із зарядом ядра $Z = 23$. Намалюйте орбітальну діаграму останньої (зовнішньої) електронної оболонки.
13. Дано два елементи – з зарядами ядер $Z = 17$ і $Z = 18$. Один з них – отруйний газ з різким запахом. Інший не отруйний, позбавлений запаху, не підтримує дихання. Напишіть електронні формули обох елементів. Який з них отруйний?
14. Намалюйте орбітальну діаграму для вуглецю (заряд ядра $Z = 6$). Скільки неспарених електронів на зовнішній електронній оболонці вуглецю?
15. На підставі будови атома виберіть з двох частинок сильніший акцептор електронів:
 а) атом F , б) іон Na^{2+} .
16. Уявіть, що у вас є точніші терези, на яких можна зважувати атоми елементів. Вкажіть, яка з частинок в кожній парі буде важче:
 а) F і F^- б) Na і Na^+ в) F^- і Ne г) Na^+ і Ne .

17. Скорочена електронна формула елемента зображена у вигляді: ... $5p^3$. Який це елемент? Напишіть повну електронну формулу і набір квантових чисел для "останнього" електрона на зовнішньому електронному рівні.
18. Скорочена електронна формула елемента зображена у вигляді: ... $3d^8$. Який це елемент? Напишіть повну електронну формулу і набір квантових чисел для 8-го електрона на d-підрівні
19. Напишіть повну електронну формулу елемента церію ${}_{58}\text{Ce}$.
20. 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.
21. Для якого елемента "останнім" в електронній оболонці буде електрон з таким набором квантових чисел:

$$n = 4, \quad l = 1, m_l = -1, \quad m_s = -\frac{1}{2} ?$$

Напишіть повну електронну формулу для цього елемента. Скільки у нього неспарених електронів?

22. Для якого елемента "останнім" в електронній оболонці буде електрон з таким набором квантових чисел:

$$n = 2, \quad l = 1, m_l = 0, \quad m_s = -\frac{1}{2} ?$$

Напишіть повну електронну формулу. Чому цей елемент не може бути благородним? Який підрівень не заповнено у порівнянні з найближчим благородним елементом? Який благородний елемент найближчий за електронною будовою?

23. Назвіть елемент і вкажіть число неспарених електронів в атомах, які мають наступні електронні конфігурації:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2.$$
24. Назвіть елемент і вкажіть число неспарених електронів в атомах, які мають наступні електронні конфігурації:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4.$$
25. Назвіть елемент і вкажіть число неспарених електронів в атомах, які мають наступні електронні конфігурації:

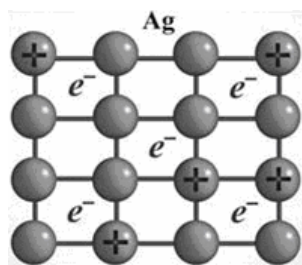
$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6.$$

2. ХІМІЧНІ ЗВ'ЯЗКИ

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

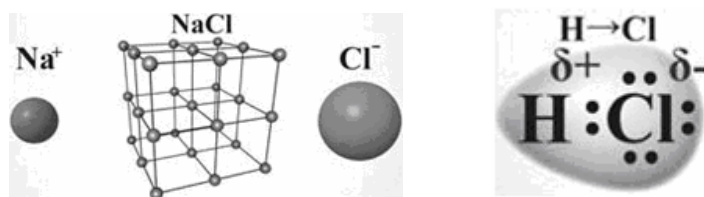
Причиною утворення хімічних зв'язків є прагнення атомів металів і неметалів шляхом взаємодії з іншими атомами досягти більш стійкої електронної структури, подібної структурі інертних газів.

Опис хімічного зв'язку в будь-якої молекулі є по суті, опис розподілу в ній електронної щільності. За характером цього розподілу хімічні зв'язки традиційно поділяють на *ковалентні*, *іонні* та *металеві* (металевий зв'язок реалізується в металах, наприклад, в сріблі).



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, що володіють відокремленими один від одного електронними оболонками (Cs^+F^- , Na^+Cl^- , H^+Cl^- і т.п.).



У переважній більшості молекул хімічні зв'язки мають характер, проміжний між чисто ковалентними і чисто іонними зв'язками. Це полярні ковалентні зв'язки, які здійснюються загальною для двох атомів парою електронів, зміщеної до ядра одного з атомів – партнерів. Якщо таке зміщення невелике, то зв'язок за своїм характером наближається до чисто ковалентного; чим це зміщення більше, тим ближче зв'язок до чисто іонного.

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

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

2.1. КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗК

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

Приклад 1. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків Н–О і О–Е в з'єднаннях $E(OH)_2$, де Е – Mg, Ca або Sr, і визначити:

а) яка з зв'язків Н–О або О–Е характеризується в кожній молекулі більшим ступенем іонності;

б) який характер дисоціації цих молекул у водному розчині?

Рішення. За даними табл. 1 обчислюємо різницю електронегативностей для зв'язків О–Е (різниця береться по модулю):

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

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

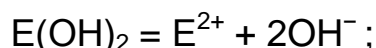
$$\Delta\chi_{Sr-O} = 3,5 - 0,99 = 2,51.$$

Різниця електронегативностей для зв'язку О–Н становить 1,4.

Таким чином:

а) у всіх розглянутих молекулах зв'язок Е–О більш полярна ніж О–Н, тобто вони мають більшу ступень іонності;

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



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

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

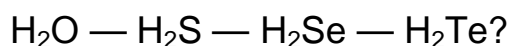
В основі *методу валентних зв'язків* (МВЗ) лежать наступні положення:

1. Ковалентний хімічний зв'язок утворюється двома електронами, що мають протилежно спрямовані спини 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).

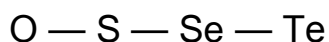
2. Ковалентний зв'язок тим міцніше, чим більшою мірою перекриваються взаємодіючі електронні хмари. Тому ковалентний зв'язок утворюється в такому напрямку, при якому це перекривання максимальне.

Приклад 2. Як змінюється міцність зв'язку H–E в ряду



Рішення. У зазначеному ряду розміри валентних електронних хмар елементів (O, S, Se, Te) зростають, що призводить до зменшення ступеня їх перекривання з електронним хмара атома водню і до зростаючого видаленню області перекривання від ядра атома відповідного елемента. Це викликає ослаблення тяжіння ядер взаємодіючих атомів до області перекривання електронних хмар,

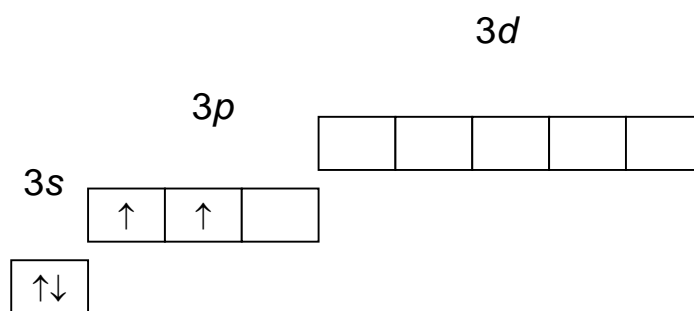
тобто ослаблення зв'язку. До цього ж результату призводить зростаюче екранування ядер аналізованих елементів в ряду:



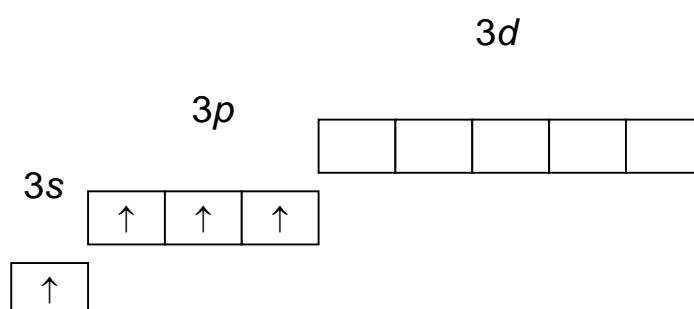
внаслідок збільшення числа проміжних електронних шарів. Таким чином, при переході від Кисню до Теллура міцність зв'язку H—E зменшується.

Приклад 3. Пояснити механізм утворення молекули SiF_4 і іона SiF_6^{2-} . Чи може існувати іон CF_6^{2-} ?

Рішення. Електронна конфігурація атома кремнію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Електронна будова його валентних орбіталей в збудженому стані може бути представлено наступною графічною схемою:



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



Чотири неспарені електрони збудженого атома можуть брати участь в утворенні чотирьох ковалентних зв'язків за звичним механізмом з атомами фтору ($1s^2 2s^2 2p^5$), що мають по одному неспареному електрону, з утворенням молекули SiF_4 .

Для утворення іона SiF_6^{2-} до молекули SiF_4 повинні приєднуватися два іона 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.

Вуглець ($1s^2 2s^2 2p^2$) може утворити, подібно кремнію, з'єднання 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 бути описано як сукупність молекулярних електронних орбіталей (молекулярних електронних хмар), причому кожній молекулярній орбіталі (МО) відповідає певний набір молекулярних квантових чисел. Як і в будь-який інший багато електронної системі, в молекулі зберігає свою справедливість принцип Паулі та правило Хунда. Якщо на МО мають неспарені електрони, молекула парамагнітна; якщо всі електрони спарені – діамагнітна.

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

Якщо переважна частина електронного хмари належить двом або декільком ядрам, це відповідає утворенню двох-або багатоцентрових зв'язків відповідно. У подібних випадках молекулярна хвильова функція може бути представлена у вигляді лінійної комбінації атомних хвильових функцій взаємодіючих електронів (метод лінійної комбінації атомних орбіталей – 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 більш низької енергії електронів (зв'язує МО), а друга –

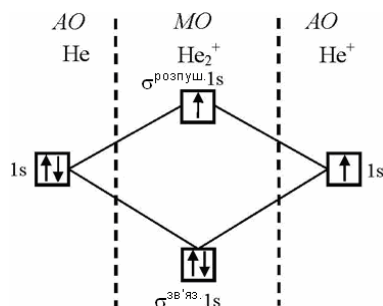
більш високої енергії електронів (розпушують МО) у порівнянні з їх енергією на АО.

У загальному випадку з n вихідних АТ утворюється n МО. 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 на піврізницю числа зв'язуючих і числа розпушуючих електронів. Ординарний зв'язок відповідає двом зв'язуючим електронам, некомпенсованим розпушуючими електронами.

*Чим вище кратність зв'язку, тим менше довжина зв'язку
і більше енергія розриву зв'язку.*

Приклад 4. Пояснити з позицій методу ММО можливість існування молекулярного іона He_2^+ і неможливість існування молекули He_2 .

Рішення. В молекулярному іоні He_2^+ є три електрона. 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 МО, а два – розпушуючу. 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 . Привести схему перекривання електронних хмар.
2. Користуючись таблицею відносних електронегативностей, обчислити їх різницю для зв'язків $K-Cl$, $Ca-Cl$, $Fe-Cl$, $Ge-Cl$. Яка з 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 електрона хмара цього зв'язку.
5. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків $H-O$ та $O-\Gamma$ (де Γ – це Cl , Br , I) в сполуки галогенів і визначити:
 - а) який з 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 $H-O$ та $O-As$. Який з зв'язків більш полярний? До якого класу гідроксидів відноситься $As(OH)_3$?
7. Як змінюється міцність зв'язку в ряду: $HF - HCl - HBr - HI$? Вказати причини цих змін.
8. Описати з позицій методу МВЗ електронну будову молекули BF_3 і іона BF_4^- .
9. Порівняти способи утворення ковалентних зв'язків у молекулах CH_4 , NH_3 і в іоні NH_4^+ . Чи можуть існувати іони CH_5^+ і NH_4^+ ?
10. Який атом або іон служить донором електронної пари при утворенні іона BH_4^+ ?
11. Пояснити з позицій методу МВЗ здатність оксидів NO і NO_2 утворювати димерні молекули.
12. Пояснити з позицій методу МВЗ можливість утворення молекули C_2N_2 .
13. Описати електронну будову молекул CO і CN з позицій методів МВЗ і ММО. Яка з молекул характеризується більшою кратністю зв'язку?
14. Розглянути з позицій методу ММО можливість утворення молекул B_2 , F_2 , BF . Яка з цих молекул найбільш стійка?

ПИТАННЯ 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 електрона;
- 2) атом вуглецю може бути акцептором електронної пари;
- 3) в атомі вуглецю є чотири валентних електрона.

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. Якими магнітними властивостями володіє молекула O₂:
а) діамагнітна; б) Парамагнітна?

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 часток не можуть існувати в стійкому стані з позицій теорії ММО:
а) H₂⁺, б) H₂; в) H₂⁻; г) He₂; д) HHe?

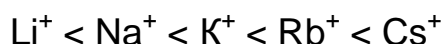
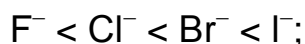
2.2. ІОННИЙ ЗВ'ЯЗОК.

Іонний зв'язок не володіє *спрямованістю* і *насичуваністю*. У зв'язку з цим у іонних сполук проявляється схильність до асоціації. Всі іонні з'єднання в твердому стані утворюють іонні кристалічні решітки, в яких кожен іон оточений кількома іонами протилежного знака. При цьому всі зв'язки даного іона з сусідніми іонами рівноцінні, так що весь кристал можна розглядати як єдину молекулу.

Властивості іонних сполук багато в чому визначаються взаємної поляризацією входять до їх складу іонів. Поляризація іона виражається у відносному зсуві 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 її в полярну ковалентний зв'язок.

Поляризованість іонів (тобто їх здатність деформуватися під дією зовнішнього електричного поля) характеризується наступними особливостями:

1. При однаковому абсолютному значенні заряду і рівних радіусах іонів поляризованість аніонів більша чим катіонів.
2. Поляризованість іонів з аналогічним електроною будовою зростає з ростом іонного радіусу (тобто із збільшенням числа електронних шарів). Так, за зростанням поляризованості іони можна розташувати в наступні ряди:



При одному і тому ж заряді і однаковому радіусі іонів поляризованість іонів з 18-електронною оболонкою (наприклад, Cu^+ , Cd^{2+}) вище, ніж іонів з благородногазовою електронною структурою (Na^+ , Ca^{2+} і т.п.).

Поляризуюча дія іона (тобто його здатність деформувати, поляризувати інший іон) зростає про збільшенням заряду і зменшенням радіусу іона і сильно залежить від його електронної

структури. Іони з благородногазовою електронною конфігурацією (наприклад, Ca^{2+} , Ba^{2+}) оказують більш слабку 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-електронної структурою зовнішнього шару (Cu^+ , Ag^+ , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+}). Оскільки розміри аніонів, як правило, більше розмірів катіонів, то аніони мають більшу поляризуємість і меншу поляризуючу здатність, ніж катіони. Тому при взаємодії катіона з аніоном поляризації піддається переважно аніон; поляризацією катіона в більшості випадків можна знехтувати.

Приклад 5. Радіуси іонів Na^+ і Cu^+ однакові (0,098 нм). Пояснити відмінність температур плавлення хлориду натрію (801°C) і хлориду міді (I) (430°C).

Рішення. 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^+ , що володіє благородногазовою електронною структурою. Тому в 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 – більш слабка. Цим і пояснюється більш низька температура плавлення CuCl у порівнянні з NaCl , кристалічна решітка якого близька до чисто іонного типу.

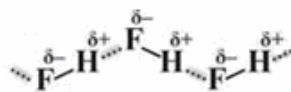
2.3. ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК

Атом водню, що з'єднаний з атомом сильно електронегативного елемента, здатний до утворення ще одного хімічного зв'язку з аналогічними сусідніми молекулами – *водневого зв'язку*.

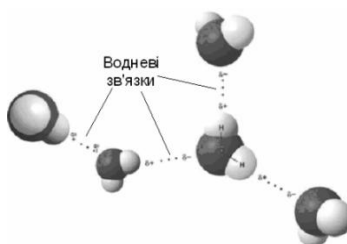
Мал. 1. ілюструє утворення водневих зв'язків між молекулами води.

Наявність водневих зв'язків призводить до помітної полімеризації води, фтороводню, багатьох органічних сполук. Наприклад, при

невисоких температурах фтороводень – полімер $(\text{HF})_n$, де n може доходити до шести:



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



Мал. 1. Утворення водневих зв'язків між молекулами води.

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

Приклад 6. Сірководень при звичайній температурі газ, а вода – рідина. Чим можна пояснити це розходження у властивостях?

Рішення. Кисень більш електронегативний елемент, ніж сірка. Тому між молекулами води виникають більш міцні водневі зв'язки; ніж між молекулами сірководню. (Енергія водневих зв'язків між молекулами H_2S дуже мала – вона менше середньої енергії теплового руху молекул при звичайних температурах. Тому на властивостях сірководню утворення водневих зв'язків практично не позначається).

Розрив цих зв'язків, необхідний для переходу води в газоподібний стан, вимагає значної витрати енергії, що й призводить до аномального підвищення температури кипіння води.

Сили, що утримують частинки рідини або твердого тіла один біля одного, мають електричну природу. Проте, залежно від того, що являють собою частки – чи є вони атомами металевих або неметалевих елементів, іонами або молекулами – ці сили істотно розрізняються.

2.4. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

У речовинах з молекулярною структурою проявляється *міжмолекулярна взаємодія*. Сили міжмолекулярної взаємодії, звані також силами Ван-дер-Ваальса, слабкіше сил, що призводять до утворення ковалентного зв'язку, але проявляються вони на великих відстанях. В їх основі лежить електростатична взаємодія молекулярних диполів. Розрізняють три види міжмолекулярної взаємодії: орієнтаційна, індукційна і дисперсійна.

Приклад 7. 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?

Рішення. З ростом 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, вимагає 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 спостережуваний хід зміни температур плавлення.
3. Пояснити нестійкість гідроксидів міді (I) і срібла (I).
4. Пояснити з позицій уявлень про поляризацію іонів меншу стійкість AuCl_3 у порівнянні з AuCl і 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 . Пояснити зазначене розходження.

6. BaCl_2 у водних розчинах дисоціює повністю, а HgCl_2 майже не дисоціює. Пояснити 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 , HJ , Cl_2 , BF_3 , H_2O ?
8. Температури кипіння BF_3 , BCl_3 , BBr_3 і BI_3 відповідно рівні 172° , 286° , 364° , 483°K . Пояснити спостережувану закономірність.
9. Температури кипіння NF_3 , PF_3 і AsF_3 відповідно рівні 144° , 178° , 336°K . Пояснити спостережувану закономірність.

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Який з перерахованих іонів володіє поляризуючою дією:
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 Sr-F вище, ніж зв'язки Pb-F .
3. Яка з сполук – MgCO_3 або ZnCO_3 – термічно більш стійко:
а) MgCO_3 , б) ZnCO_3 ?

Тому що:

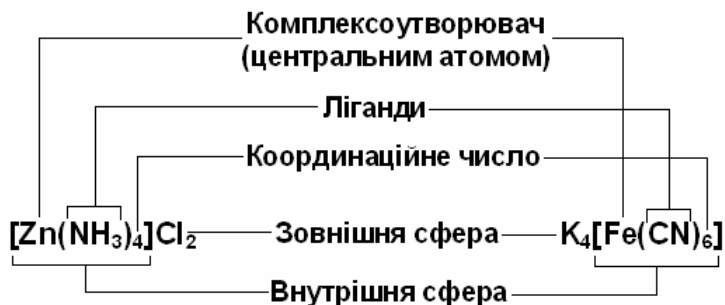
- 1) гідроксид магнію проявляє тільки основні властивості, а гідроксид цинку – амфотерні;
 - 2) катіон з благородногазовою електронною конфігурацією чинить менший поляризуючу дію на аніон, ніж катіон того ж розміру і заряду з 18-електронною структурою зовнішнього шару.
4. Виходячи з уявлень про природу іонної зв'язку, пояснити, чому при звичайних умовах іонні з'єднання існують у вигляді іонних кристалів, а не у вигляді окремих молекул.

2.5. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

2.5.1. СКЛАД КОМПЛЕКСНОГО ІОНА

Комплексними сполуками називаються певні хімічні сполуки, утворені поєднанням окремих компонентів і представляють собою складні іони або молекули, здатні до існування, як у кристалічному, так і в розчиненому стані.

У молекулі комплексної сполуки (їх ще звать – 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, звані *лігандами*. 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 комплексного сполуки знаходиться його *зовнішня сфера*, що містить позитивно заряджені іони (якщо внутрішня сфера комплексної сполуки 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.

Приклад 8. З розчину комплексної солі $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ 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 іона. Яка координаційна будова цього з'єднання? Написати рівняння дисоціації комплексної солі.

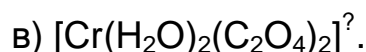
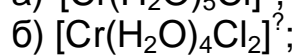
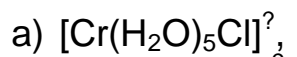
Рішення. Відсутність в розчині зазначеної солі іонів Co^{3+} та вільного аміаку означає, що ці компоненти входять у внутрішню сферу комплексної сполуки. Крім того, у внутрішню сферу входить один хлорид-іон, не осаджений AgNO_3 . Отже, склад внутрішньої сфери відповідає формулі $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$. У зовнішній сфері знаходяться два хлорид-іона, компенсуючі 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 приймається рівним його ступеня окиснення.

Приклад 9. Обчислити заряди наступних комплексних іонів, утворених хромом (III):



Рішення. Заряд іона хрому (III) приймаємо рівним +3, заряд молекули води дорівнює нулю, заряди хлорид- і оксалат-іонів

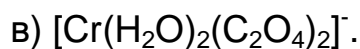
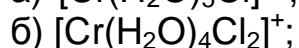
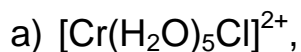
відповідно рівні -1 і -2. Складаємо алгебраїчні суми зарядів для кожної із зазначених сполук:

$$\text{а) } +3 + (-1) = +2;$$

$$\text{б) } +3 + 2 \cdot (-1) = +1;$$

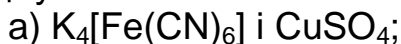
$$\text{в) } +3 + 2 \cdot (-2) = -1.$$

Таким чином, маємо:



ЗАДАЧІ

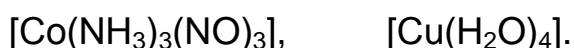
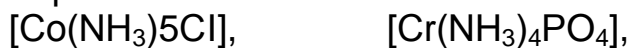
1. З розчину комплексної солі $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$ нітрат срібла осаджує весь хлор у вигляді хлориду срібла, а з розчину солі $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ – тільки $1/4$ частину хлору, що входить до її складу. Написати координаційні формули цих солей, визначити координаційне число 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 обложеного AgCl склала 0,1435 р. 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 0,1 н. розчину AgNO_3 знадобиться для осадження зовнішньосфери зв'язаного хлору, що міститься в 200 мл 0,01 М розчину комплексної солі; вважати, що вся вода, що входить до складу солі, пов'язана внутрішньосфери.
5. Написати в молекулярній та іонно-молекулярній формі рівняння обмінних реакцій, що відбуваються між:



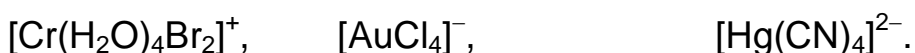
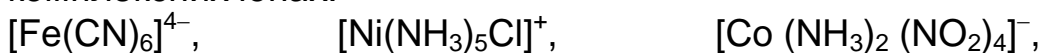
в) $K_3[Fe(CN)_6]$ і $AgNO_3$,

маючи на увазі, що утворюються комплексні солі нерозчинні у воді.

6. Знайти заряди комплексних частинок і вказати серед них катіони, аніони і неелектроліти:

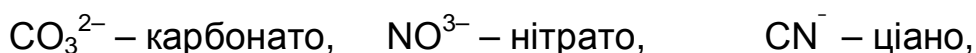


7. Визначити ступінь окиснення комплексоутворювачів в наступних комплексних іонах:



2.5.2. НОМЕНКЛАТУРА КООРДИНАЦІЙНИХ СПОЛУК

У внутрішньої координаційної сфері спочатку називаються ліганди – кислотні аніони, потім ліганди – нейтральні молекули, а далі центральний атом. Координовані ліганди – **кислотні аніони** зберігають свою латинську назву, до якої додається закінчення **-о**, наприклад:



Ліганди **іони** називаються: OH^- – гідроксо; H^+ – гідридо,



Ліганди – нейтральні молекули зберігають свою звичайну назву (етиламін, гідразин, піридин тощо), але аміак позначається словом амін, а вода – аква. Якщо в координаційну сферу входять декілька однакових лігандів, то їх кількість позначається числівниковим префіксом **ди-**, **три-**, **тетра-** тощо. Після назви нейтральних молекул йде назва комплексоутворювача: центральний атом зберігає

латинську назву, а ступінь його окислення позначається римською цифрою в дужках. Якщо координаційна сполука нейтральна, то спочатку називаються ліганди, а далі комплексоутворювач.

Вся назва координаційної сполуки записується одним словом у називному відмінку, наприклад:



Якщо координаційна сполука має складний комплексний катіон, то спочатку в називному відмінку записують назву комплексного катіона (ліганди – іони, ліганди – нейтральні молекули, комплексоутворювач і ступінь його окислення), а далі – аніона. Назви аніона і катіона записуються окремо. Наприклад:



Назва координаційної сполуки з комплексним аніоном складається так: спочатку записують у називному відмінку позасферний катіон, а далі – назву комплексного аніона. У назві комплексного аніона спочатку перелічуються назви лігандів, потім – назва комплексоутворювача з закінченням **-ат** і ступінь його окислення. Назви катіона й аніона записуються окремо, наприклад:



Приклад 10. Назвати комплексні солі: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$, і
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$.

Рішення.



Назва комплексного аніона складають аналогічно назві катіона і закінчують суфіксом **«ат»**.

Приклад 11. Назвати солі $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]_2$ і $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$.

Рішення.

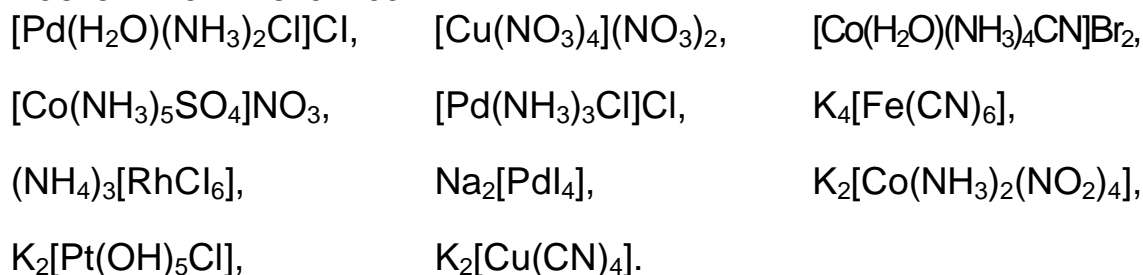
$\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]_2$ – тетрароданодіаммінхромат(III) барію,

$(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлордігідроксоплатинат(IV) амонію.

Назви нейтральних комплексних частинок утворюють так само, як і катіонів, але комплексоутворювач називають в називному відмінку, а ступінь його окислення не вказують, оскільки вона визначається електронейтральністю комплексу. Наприклад, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – діхлородіаммінплатіни.

ЗАДАЧІ

1. Назвати комплексні солі:



2. Написати координаційні формули наступних комплексних сполук:

а) діціаноаргентат калію;

б) гексанітрокобальтата (III) калію;

в) хлорид гексаамміннікеля (II);

г) гексаціанохромат (III) натрію;

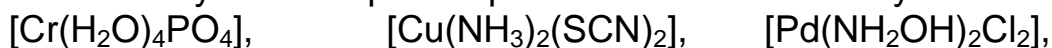
д) бромід гексааммінкобальта (III);

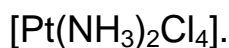
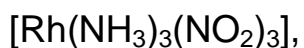
е) сульфат тетрааммінкарбонатхрома (III);

ж) нітрат діакватетра-амміннікеля (II);

з) тріфторогідроксоберіллат магнію.

3. Назвати наступні електронейтральні комплексні сполуки:





4. Написати формули перерахованих комплексних неелектролітів:
а) тетрааммінфосфатохром; б) діамміндіхлороплатіна;

в) триаммінтрихлорокобальт; г) діаммінтетрахлороплатіна.

У кожному з комплексів вказати ступінь окиснення комплексоутворювача.

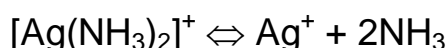
5. Хімічні назви жовтої і червоної кров'яної солі: гексаціаноферрат(II) калію і гексаціаноферрат(III) калію. Написати формули цих солей.
6. Цегляно-червоні кристали розеосолі мають склад, що виражається формулою $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_3$, пурпуреосоль – малиново-червоні кристали складу $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Привести хімічні назви цих солей.

2.5.3. РІВНОВАГА У РОЗЧИНАХ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК

Дисоціація зовнішньої сфери комплексних солей відбувається у водних розчинах практично повністю, наприклад, первинну дисоціацію $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ можна зобразити рівнянням:



Оборотний розпад внутрішньої сфери комплексного сполуки називають вторинною дисоціацією. Наприклад, іон діаммінсрібла дисоціації 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, званої *константою 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 стійкіше комплексний іон, тим менше його константа нестійкості.

Так, серед однотипних сполук, що володіють різними значеннями констант нестійкості:

$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$
$1,3 \cdot 10^{-3}$	$6,8 \cdot 10^{-8}$	$1 \cdot 10^{-13}$	$1 \cdot 10^{-21}$

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 суворими і незалежними від складу і іонної сили розчину є константи нестійкості, що містять замість концентрацій *активності* іонів і молекул. Нижче, при вирішенні завдань ми будемо вважати розчини досить розведеними, щоб вважати, коефіцієнти активності компонентів системи рівними одиниці і користуватися для розрахунків концентраційними константами.

Приклад 12. 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 лугу до 0,05 М розчину $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, що містить 0,1 моль/л KCN , осад не утворюється, тоді як при пропущенні через цей розчин сірководню випадає осад CdS ? Константу нестійкості іона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ прийняти рівною $7,8 \cdot 10^{-18}$.

Рішення. Умови утворення опадів $\text{Cd}(\text{OH})_2$ і CdS можуть бути записані таким чином:

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

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

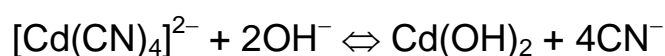
У розчині комплексної солі при заданих умовах концентрація іонів Cd^{2+} обчислюється по рівнянню (див. приклад 1):

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

Тоді концентрація іонів OH^- , достатня для осадження гідроксиду кадмію, знайдеться з нерівності:

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

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

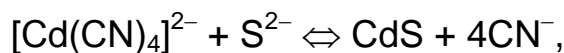


зміщено у бік утворення комплексного іона.

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

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

Отже, навіть при малих концентраціях сульфїд-іону рівновага:

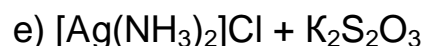
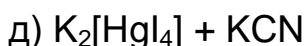
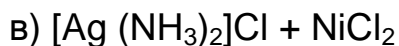


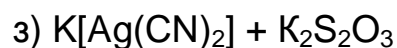
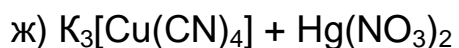
практично повністю зміщена в бік утворення сульфїду кадмію.

ЗАДАЧІ

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

1. Встановити, в яких випадках станеться взаємодія між розчинами зазначених електrolітів. Написати рівняння реакцій в молекулярній та іонно-молекулярній формі:





- Обчислити концентрацію іонів Ag^+ в 0,1 М розчині $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, що містить у надлишку 1 моль/л NH_3 .
- Обчислити концентрацію іонів кадмію в 0,1 М розчині $K_2[Cd(CN)_4]$, що містить, крім того, 6,5 г/л KCN.
- Знайти масу срібла, що знаходиться у вигляді іонів в 0,5 л 0,1 М розчину дітіосульфатоаргентата натрію $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$, що містить, крім того, 0,1 моль/л тіосульфату натрію.
- Чи випаде осад галогенід срібла при додаванні до 1 л 0,1 М розчину $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, що містить 1 моль/л аміаку:
 - $1 \cdot 10^{-5}$ моль KBr, ($PR_{AgBr} = 6 \cdot 10^{-13}$);
 - $1 \cdot 10^{-5}$ моль KI, ($PR_{AgI} = 1,1 \cdot 10^{-16}$)?
- Скільки молів аміаку повинно міститися в 1 л 0,1 М розчину $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, щоб додаток 1,5 г KCl до 1 л розчину не викликав випадіння AgCl? $PR_{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$.
- Яка концентрація іонів срібла в 0,08 М розчині $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, що містить 1 моль/л аміаку? Скільки грамів NaCl можна додати до 1 л цього розчину до початку випадання осаду AgCl? $PR_{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

- Константи нестійкості іонів $[Ag(NO_2)_2]^-$ та $[Ag(CN)_2]^-$ відповідно рівні $1,3 \cdot 10^{-3}$ і $8 \cdot 10^{-21}$. Яке співвідношення рівноважних концентрацій іонів Ag^+ в розчинах $K[Ag(NO_2)_2]$ (C_1) і $K[Ag(CN)_2]$ (C_2) однакової молярної концентрації:
 - $C_1 > C_2$,
 - $C_1 = C_2$;
 - $C_1 < C_2$?
- Йодид калію осаджує срібло у вигляді AgI з розчину $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, але не осаджує його з розчину $K[Ag(CN)_2]$ тій самій молярній концентрації. Яке співвідношення між значеннями констант нестійкості іонів $[Ag(NH_3)_2]^+$ (K_1) і $[Ag(CN)_2]^-$ (K_2):
 - $K_1 > K_2$;
 - $K_1 = K_2$;
 - $K_1 < K_2$?
- Константи нестійкості іонів $[Ag(NH_3)_2]^+$ та $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ близькі за значенням (відповідно $9,3 \cdot 10^{-8}$ і $7,6 \cdot 10^{-8}$). Вказати правильні співвідношення концентрацій вільного іона металу (CAg^+ і CCd^{2+}) в розчинах $[Ag(NH_3)_2]Cl$ і $[Cd(NH_3)_4]Cl$ однакової молярної концентрації, що містять, крім того, 0,1 моль/л NH_3 :
 - $CAg^+ > CCd^{2+}$;
 - $CAg^+ \approx CCd^{2+}$;
 - $CAg^+ < CCd^{2+}$.

Тема III. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

1. ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ

До найважливіших величин, що характеризують хімічні системи, належать:

- внутрішня енергія – U ;
- ентальпія – H ;
- ентропія – S ;
- енергія Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал) – G .

Всі ці величини являють собою функції стану, тобто залежать тільки від стану системи, але не від способу, яким цей стан досягнуто.

Протікання хімічної реакції супроводжується зміною внутрішньої енергії реагуючих систем:

- 1) якщо внутрішня енергія системи зменшується ($\Delta U < 0$), то реакція протікає з виділенням енергії (*екзотермічні* реакції);
- 2) якщо ж внутрішня енергія системи зростає ($\Delta U > 0$), то процес супроводжується поглинанням енергії із зовнішнього середовища (*ендотермічні* реакції).

В результаті протікання хімічної реакції система може поглинути деяку кількість теплоти Q і виконати роботу A , в цьому разі зміна внутрішньої енергії визначається рівнянням:

$$\Delta U = Q - A.$$

Функції U , Q і A зазвичай виражають у джоулях або в кілоджоулях.

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

$$\Delta U = Q_v,$$

де Q_v – тепловий ефект реакції (тобто кількість поглиненої системою теплоти), що протікає при постійному об'ємі. У разі екзотермічної реакції $Q_v < 0$, для ендотермічної реакції $Q_v > 0$.

1.1. ЕНТАЛЬПІЯ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

Хімічні реакції частіше здійснюються не при постійному об'ємі, а при постійному тиску P ($\Delta P = 0$, *ізобарний процес*). У подібних випадках для характеристики процесу зручніше користуватися не внутрішньою енергією U , а ентальпією H , яка визначається співвідношенням:

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

Як видно з наведеного рівняння, ентальпія має ту ж розмірність, що і внутрішня енергія, і тому зазвичай виражається в джоулях (Дж) або килоджоулях (кДж).

При сталому тиску, зміна ентальпії дорівнює сумі зміни внутрішньої енергії (ΔU) і досконалою системою роботи розширення ($P\Delta V$)

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

Якщо при цьому ніякі інші види роботи не відбуваються, то

$$\Delta H = Q_p,$$

де Q_p – тепловий ефект реакції, що протікає при постійному тиску. Для екзотермічної реакції $Q_p < 0$, для ендотермічної – $Q_p > 0$.

Зміна внутрішньої енергії або ентальпії прийнято відносити до того випадку, коли всі вихідні речовини і всі продукти реакції перебувають в стандартних станах.

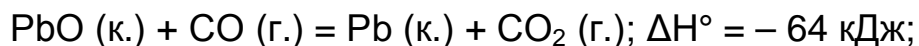
Стандартним станом речовини при даній температурі називається його стан у вигляді чистої речовини при тиску (у разі газів – при парціальному тиску даного газу), рівному нормальному атмосферному тиску (101,325 кПа, або 760 мм рт. ст.).

Віднесені до стандартних умов зміни відповідних величин називаються *стандартними змінами*. Їх позначають верхнім індексом «⁰» – наприклад, ΔU^0 і ΔH^0 .

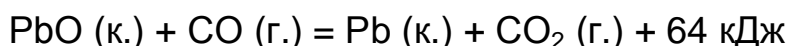
Стандартна ентальпія реакції утворення 1 моля даної речовини з простих речовин називається *стандартною ентальпією утворення* цієї речовини, яка вимірюється в килоджоулях на моль (кДж/моль).

Ентальпія і внутрішня енергія утворення простих речовин, згідно з наведеним визначенням, дорівнюють нулю.

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



в термохімії таку реакцію записують в такій формі:



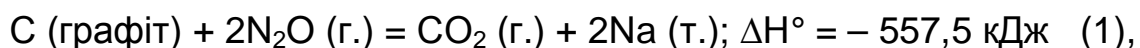
В обох випадках рівняння означає, що при відновленні оксидом вуглецю(II) 1 молю PbO виділяється кількість теплоти, рівна 64 кДж. Скорочення при формулах (к.), (р.) і (г.) вказують відповідно на кристалічний (т. – твердий), рідкий або газоподібний стан речовини.

Наслідком закону збереження енергії є положення, що експериментально встановлене в 1840 р. Г.І. Гессом (*закон Гесса*) і лежить в основі термохімічних розрахунків:

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.

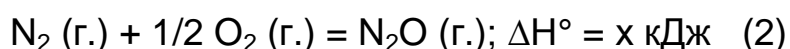
Із закону Гесса випливає, що термохімічні рівняння можна складати, віднімати і множити на чисельні множники.

Приклад 1. Виходячи з теплоти утворення газоподібного діоксиду вуглецю ($\Delta H^\circ = -393,5 \text{ кДж/моль}$) і термохімічного рівняння:

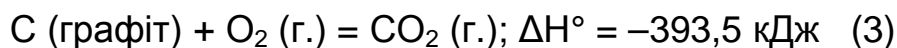


обчислити теплоту утворення $\text{N}_2\text{O (г.)}$.

Рішення. Позначивши шукану величину через x , запишемо термохімічне рівняння утворення N_2O з простих речовин:



Запишемо також термохімічне рівняння реакції утворення $\text{CO}_2 \text{ (г.)}$ з простих речовин:



З рівнянь (2) і (3) можна отримати рівняння (1). Для цього помножимо рівняння (2) на два і віднімемо знайдене рівняння з (3).

Отже маємо:



Порівнюючи рівняння (1) і (4), знаходимо:

$$-393,5 - 2x = -557,5,$$

звідки –

$$x = \Delta H^\circ(\text{N}_2\text{O (г.)}) = 82,0 \text{ кДж/моль}.$$

Важливим наслідком закону Гесса, застосування якого спрощує багато термохімічних розрахунків, є те, що:

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

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

При кожному підсумковуванні слід враховувати, у відповідності з рівняннями реакції, число моль (n) речовин, що беруть участь в реакції.

Приклад 2. Користуючись даними табл. 10. Додатків, обчислити ΔH° реакції:



Рішення. За даними табл. 10. Додатків стандартні ентальпії утворення CO_2 і MgO рівні відповідно $-393,5$ і $-601,8$ кДж/моль (нагадаємо, що стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю). Звідси знаходимо стандартну ентальпію реакції:

$$\Delta H^\circ = 2 \cdot \Delta H^\circ(\text{MgO}) - \Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -601,8 \cdot 2 + 393,5 = -810,1 \text{ кДж}.$$

1.2. ЕНТРОПІЯ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

Напрямок, в якому мимовільно протікає хімічна реакція, визначається спільною дією двох чинників:

- 1) тенденцією до переходу системи в стан з найменшою внутрішньою енергією (у разі ізобарних процесів – з найменшою ентальпією);
- 2) тенденцією до досягнення найбільш ймовірного стану, тобто стану, який може бути реалізовано найбільшим числом рівноймовірних способів (мікростанів).

Мірою першою з цих тенденцій для ізобарних процесів служить зміна ентальпії в хімічній реакції: негативний знак ΔH вказує на зменшення, а позитивний – на зростання ентальпії системи.

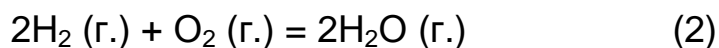
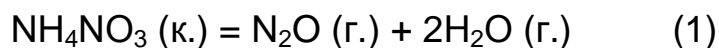
Мірою ймовірності стану системи (мірою безладу, хаосу у ній) в термодинаміці прийнято вважати ентропію S – величину, пропорційну логарифму числа рівноймовірностей мікростанів, якими може бути реалізовано даний макростан.

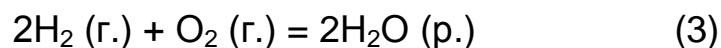
Ентропія має розмірність енергії, поділений на температуру; зазвичай її відносять до 1 молю речовини (мольна ентропія) і виражають у Дж/(моль · К).

Величини стандартних ентропій утворення деяких речовин наведені у таблиці 10 Додатків.

Ентропія зростає при переході речовини з кристалічного стану в рідкий і з рідкого в газоподібний. Теж має місце при розчиненні кристалів, при розширенні газів, при хімічних взаємодіях, що призводять до збільшення числа частинок, і, перш за все, частинок в газоподібному стані. У протилежних випадках ентропія зменшується. Ентропія простих речовин не рівна нулю (див. табл. 10. Додатків).

Приклад 3. Чи можна без обчислень, визначити знак зміни ентропії в наступних реакціях:





Рішення. У реакції (1) 1 моль речовини, що вступає реакцію в кристалічному стані, утворює 3 моль газів, отже, $\Delta S_1 > 0$ (ентропія зростає).

У реакціях (2) і (3) зменшується як загальна кількість молей, так і число молей газоподібних речовин, так що ентропія в цих реакціях буде зменшуватись, тобто $\Delta S_2 < 0$ і $\Delta S_3 < 0$.

При цьому ΔS_3 має більш негативне значення ніж ΔS_2 , тому що:

$$S (\text{H}_2\text{O} (\text{р.})) < S (\text{H}_2\text{O} (\text{г.})).$$

Для ентропії справедливе твердження, аналогічне розглянутому вище для ΔH :

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

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

Як і при обчисленні ентальпії, підсумовування виробляють з урахуванням числа молей речовин, що беруть участь в реакції.

1.3. ЕНЕРГІЯ ГІББСА

Функцією стану системи, на яку одночасно впливають обидві (ΔH і ΔS) згадані вище тенденції зміни напрямку протікання хімічних процесів, служить енергія Гіббса (G):

$$G = H - TS$$

де T – абсолютна температура.

Як видно, енергія Гіббса має, ту ж розмірність, що і ентальпія, і тому зазвичай виражається в джоулях або кілоджоулях. Зміна енергії Гіббса хімічної реакції може бути розрахована 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 $\Delta H^{\circ}_{\text{х.р.}}$ і $\Delta S^{\circ}_{\text{х.р.}}$, аналогічно дорівнює:

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

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

Підсумовування проводять з урахуванням числа молей речовин, що беруть участь в реакції.

Стандартну енергію Гіббса утворення (ΔG°) відносять до 1 молю речовини і зазвичай висловлюють в кДж/моль; при цьому приймають, що утворення найбільш стійкої модифікації простої речовини рівна нулю.

Величини стандартних енергій Гіббса утворення більшості відомих речовин, також як і стандартні ентальпії та ентропії утворення їх, табульовані в довідниках.

При сталості температури і тиску – хімічні реакції можуть мимовільно протікати тільки в такому напрямку, при якому енергія Гіббса системи зменшується (тобто $\Delta G^{\circ} < 0$).

У табл. 1 показана можливість (або неможливість) мимовільного протікання реакції при різних величинах для них ΔH , ΔS і ΔG .

Так, якщо для будь-якої реакції $\Delta H < 0$ (екзотермічна реакція), а $\Delta S > 0$, то з останнього рівняння випливає, що при всіх температурах $\Delta G^{\circ} < 0$; це означає, що реакція може мимоволі протікати при будь-яких температурах.

Якщо $\Delta H < 0$ і $\Delta S < 0$, то реакція можлива за умови, що член ΔH в рівнянні для енергії Гіббса більше за абсолютним значенням, ніж член $T\Delta S$; оскільки абсолютне значення члена $T\Delta S$ із зростанням множника T збільшується, то зазначена умова буде здійснюватися при досить низьких температурах. Інакше кажучи, при низьких температурах найбільш ймовірно мимовільне протікання екзотермічних реакцій, навіть якщо при цьому ентропія системи зменшується. При високих температурах, як видно з табл. 1, найбільш ймовірно протікання реакцій, що супроводжуються зростанням ентропії, в тому числі і ендотермічних реакцій.

Таблиця 1

СПРЯМОВАНІСТЬ ПЕРЕБІГУ РЕАКЦІЙ
ПРИ РІЗНИХ ЗНАКАХ ВЕЛИЧИН ΔH І ΔS

Знак зміни функції			Мимовільний перебіг реакції	Приклад реакції
ΔH	ΔS	ΔG		
–	+	–	Можливий при будь-яких температурах	$C_6H_6(p.) + 7,5 O_2(г.) = 6 CO_2(г.) + H_2O(г.)$
+	–	+	Неможливий при будь-яких температурах	$N_2(г.) + 2O_2(г.) = 2NO_2(г.)$
–	–	\pm	Можливий при досить низьких температурах	$3H_2(г.) + N_2(г.) = 2NH_3(г.)$
+	+	\pm	Можливий при досить високих температурах	$N_2O_4(г.) = 2NO_2(г.)$

Приклад 4. При деякій температурі T ендотермічна реакція $A \leftrightarrow B$ практично йде до кінця. Визначити:

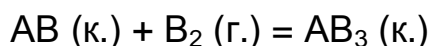
- а) знак ΔS реакції;
- б) знак ΔG реакції $B \rightarrow A$ при температурі T ;
- в) можливість протікання реакції $B \rightarrow A$ при низьких температурах.

Рішення. а) Мимовільне протікання реакції $A \rightarrow B$ вказує, що $\Delta G < 0$. Оскільки $\Delta H > 0$, то з рівняння $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ випливає, що $\Delta S > 0$; для зворотної реакції $B \rightarrow A$ $\Delta S < 0$.

б) Для реакції $A \rightarrow B$ $\Delta G < 0$. Отже, для зворотної реакції при тій же температурі $\Delta G > 0$.

в) Реакція $B \rightarrow A$, зворотна реакція $A \rightarrow B$ – екзотермічна ($\Delta H < 0$). При низьких температурах абсолютне значення члена $T\Delta S$ мале, так що знак ΔG визначається знаком ΔH . Отже, при досить низьких температурах протікання реакції $B \rightarrow A$ можливе.

Приклад 5. Визначити знаки ΔH , ΔS , ΔG для реакції



яка перебігає при температурі 298°K в прямому напрямку. Як змінюватиметься значення ΔG із зростанням температури?

Рішення. Мимовільне протікання реакції вказує на те, що для неї $\Delta G < 0$. У результаті реакції загальне число частинок в системі зменшується, причому витрачається газ B_2 , а утворюється кристалічна речовина AB_3 ; це означає, що система переходить, в стан з більш високою впорядкованістю, тобто для розглянутої реакції $\Delta S < 0$. Таким чином, в рівнянні

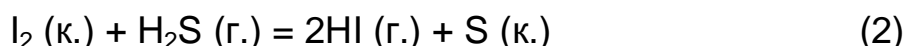
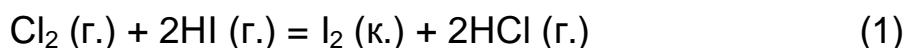
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

величина ΔG – негативна, а другий член правої частини рівняння ($T\Delta S$) позитивний. Це можливо тільки в тому випадку, якщо $\Delta H < 0$. З ростом температури позитивне значення члена $- T\Delta S$ в рівнянні зростає, так що величина ΔG буде ставати менш негативною.

Значення ΔH , ΔS , і ΔG реакції залежать не тільки від природи реагуючих речовин, але і від їх агрегатного стану і концентрацій. Для отримання порівнянних даних, що характеризують різні реакції, зіставляють стандартні зміни ентальпії ΔH°_T , ентропії ΔS°_T і енергії Гіббса ΔG°_T тобто такі їх зміни, які відбуваються, коли всі речовини, що залучені до реакції (як вихідні, так і ті що утворюються), знаходяться в стандартних станах; нижній індекс в наведених позначеннях вказує абсолютну температуру, при якій здійснюється процес.

У табл. 10 Додатків наведені значення термодинамічних функцій, користуючись якими здійснюють різні термодинамічні розрахунки.

Приклад 6. Чи можуть у стандартних умовах реакції:



мимовільно протікати у прямому напрямку при 298K? Як позначиться підвищення температури на напрямку протікання цих реакцій?

Рішення. Для відповіді на перше питання задачі потрібно знайти значення ΔG°_{298} для розглянутих реакцій. По даних табл. 10 Додатків знаходимо значення ΔH° і ΔS° утворення (в кДж/моль) для HI (1,8), HCl (-95,2) і H₂S (-33,8). Тоді для реакцій (1) і (2) відповідно:

$$\Delta G^{\circ}_1 = 95,2 \cdot 2 - 1,8 \cdot 2 = -194,0 \text{ кДж}$$

$$\Delta G^{\circ}_2 = 1,8 \cdot 2 - (-33,8) = 37,4 \text{ кДж}$$

Негативний знак ΔG°_1 вказує на можливість мимовільного протікання реакції (1); позитивний знак ΔG°_2 означає, що реакція (2) у зазначених умовах протікати не може.

Відповідь на друге питання задачі визначається знаком ΔS° розглянутих реакцій. У реакції (1) число молей речовин в газоподібному, стані зменшується, в реакції (2) – зростає. Це вказує на те, що $\Delta S^{\circ}_1 < 0$ і $\Delta S^{\circ}_2 > 0$, тобто в рівнянні:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

член $-T\Delta S^{\circ}$ для реакції (1) позитивний, а для реакції (2) – від'ємний. Отже, із зростанням множника T (підвищення температури) значення ΔG°_1 буде зростати (тобто ставати менш негативним), ΔG°_2 – зменшуватися (ставати менш позитивним). Це означає, що підвищення температури буде перешкоджати протіканню реакції (1) і сприяти протіканню реакції (2) в прямому напрямку.

Приклад 7. Користуючись довідковими даними, встановити, чи можливо при температурах 298 і 2500°K відновлення діоксиду титану до вільного металу за схемою:



Залежністю ΔH° і ΔS° від температури знехтувати.

Рішення. У табл.7 Додатків знаходимо значення ΔG° утворення (в кДж/моль) при 298°K для TiO₂ (-888,6) і CO (-137,1). Тоді для розглянутої реакції:

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -137,1 \cdot 2 - (-888,6) = 614,4 \text{ кДж}$$

Оскільки розрахунки показали, що $\Delta G^{\circ}_{298} > 0$, то відновлення TiO₂ при 298°K неможливо.

Для розрахунку ΔG°_{2500} скористаємося рівнянням

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ.$$

При цьому, відповідно до вказівки в умові завдання, використовуємо значення ΔH° і ΔS° при 298°K. Для розрахунку ΔH° і ΔS° реакції необхідно знайти в табл.7 Додатків значення ΔH° утворення (в кДж/моль) для TiO_2 (-943,9) і CO (-110,5), а також значення S° (в Дж/(моль · °K) для TiO_2 (50,3), C (5,7), Ti (30,6) і CO (197,5).

Тоді для розглянутої реакції:

$$\Delta H^\circ = -110,5 \cdot 2 - (-943,9) = 722,9 \text{ кДж}$$

$$\Delta S^\circ = 30,6 + (197,5 \cdot 2) - 50,3 - (5,7 \cdot 2) = 425,6 - 61,7 = 363,9 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{°K)}$$

Тепер знаходимо ΔG°_{2500} реакції, висловлюючи ΔS° в кДж/(моль · °K)

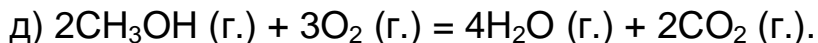
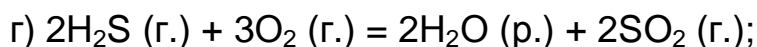
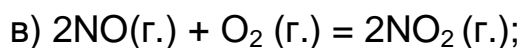
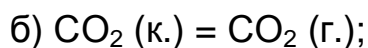
$$\begin{aligned}\Delta G^\circ_{2500} &= \Delta H^\circ_{2500} - T\Delta S^\circ_{2500} = 722,9 - (2500 \cdot (363,9 : 1000)) = 722,9 - 909,8 = \\ &= -186,9 \text{ кДж.}\end{aligned}$$

Таким чином, $\Delta G^\circ_{2500} < 0$ так що відновлення TiO_2 графітом при 2500°K можливо.

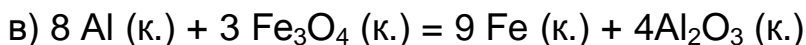
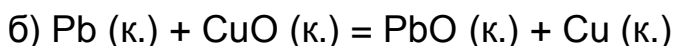
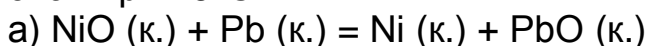
ЗАДАЧІ

(при вирішенні 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 сульфідів заліза.
2. Визначити стандартну ентальпію (ΔH°_{298}) утворення PH_3 , виходячи з рівняння:
$$2\text{PH}_3 (\text{г.}) + 4 \text{O}_2 (\text{г.}) = \text{P}_2\text{O}_5 (\text{к.}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{р.}); \Delta H^\circ = -2360 \text{ кДж.}$$
3. Обчислити ΔH°_{298} реакцій:
а) $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{г.}) + 7/2 \text{O}_2 (\text{г.}) = 2\text{CO}_2 (\text{г.}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{г.})$
б) $\text{C}_6\text{H}_6 (\text{р.}) + 15/2 \text{O}_2 (\text{г.}) = 6 \text{CO}_2 (\text{г.}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{р.})$
4. Чи можна без обчислень, встановити знак ΔS° наступних процесів:
а) $2\text{NH}_3 (\text{г.}) = \text{N}_2 (\text{г.}) + 3\text{H}_2 (\text{г.});$



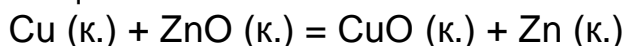
5. Розрахувати значення ΔG°_{298} наступних реакцій і встановити, в якому напрямку вони можуть протікати мимовільно в стандартних умовах при 25°C



6. Визначити знаки ΔH° , ΔS° , і ΔG° для реакції
 $\text{AB} (\text{к.}) + \text{B}_2 (\text{г.}) = \text{AB}_3 (\text{к.}),$

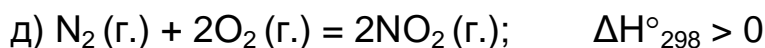
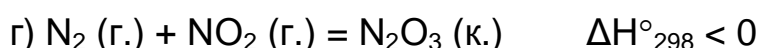
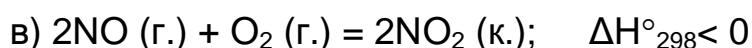
що протікає при 298°K в прямому напрямку. Чи буде ΔG° зростати або зменшуватись з ростом температури?

7. 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 ?
8. Користуючись довідковими даними, показати, що в стандартних умовах при 25°C реакція



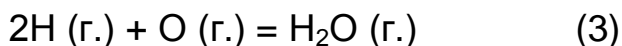
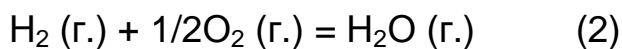
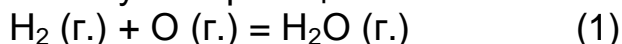
неможлива.

9. Вказати, які з реакцій утворення оксидів азоту і при яких температурах (високих чи низьких) можуть у стандартних умовах протікати мимовільно:



ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Для наступних реакцій:



вказати правильне співвідношення стандартних змін ентальпій:

а) $\Delta H^0_2 < \Delta H^0_1 < \Delta H^0_3$;

б) $\Delta H^0_2 > \Delta H^0_1 > \Delta H^0_3$.

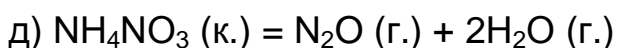
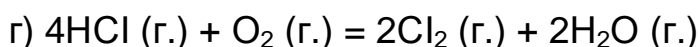
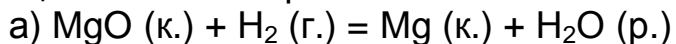
2. Вказати, які з нижченаведених тверджень правильні для реакцій, що протікають в стандартних умовах:

а) ендотермічні реакції не можуть протікати спонтанно;

б) ендотермічні реакції можуть протікати при досить низьких температурах;

в) ендотермічні реакції можуть протікати при досить високих температурах, якщо зміна ентропії реакції позитивна.

3. Чи можна без обчислень, вказати, для яких з перерахованих процесів зміна ентропії позитивна:



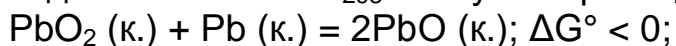
4. У якому з наступних випадків реакція можлива при будь-яких температурах:

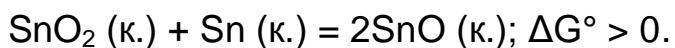
а) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$;

б) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$;

в) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$?

5. Виходячи з знака ΔG^0_{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 263°K:

- а) $\Delta G^\circ > 0$;
- б) $\Delta G^\circ = 0$;
- в) $\Delta G^\circ < 0$?

2. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

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 розділу фаз (для гетерогенної реакції).

У зв'язку з труднощами, які зустрічаються в багатьох випадках визначення площі поверхні розділу фаз, швидкість гетерогенної реакції часто відносять до одиниці маси або об'єму твердої фази.

У разі гомогенного процесу, що 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

$$V = \pm \Delta C / \Delta \tau,$$

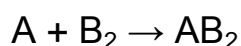
де знак «плюс» відноситься до зміни концентрації речовини, що утворюється в результаті реакції ($\Delta C > 0$), а знак «мінус» – до зміни концентрації речовини, що вступає в реакцію ($\Delta C < 0$).

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



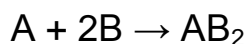
закон діючих мас виражається наступним чином:

$$V = k [A] \cdot [B_2]$$

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:



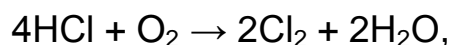
У цьому випадку, відповідно до закону діючих мас, можна записати

$$V = k [A] \cdot [B] \cdot [B],$$

тобто

$$V = k [A] \cdot [B]^2.$$

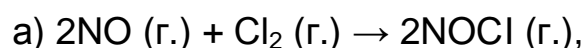
Одночасне зіткнення більш ніж трьох частинок вкрай малоймовірно. Тому реакції, в рівняння яких входить велике число часток, наприклад:



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.

При 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 1. Написати вираження закону діючих мас для реакцій:



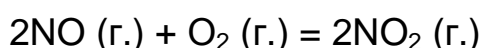
Рішення. а) $V = k [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]$;

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 при певній температурі постійна.

Приклад 2. Як зміниться швидкість реакції:



якщо зменшити обсяг реакційного судини в 3 рази?

Рішення. До зміни обсягу швидкість реакції виражалася рівнянням:

$$V_1 = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Внаслідок зменшення обсягу концентрація кожної з реагуючих речовин зросте 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 зросте в 27 разів.

2.2. ВПЛИВ ТЕМПЕРАТУРИ НА ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЙ

Залежність швидкості реакції (або константи швидкості реакції) від температури може бути виражена рівнянням:

$$\frac{V_{t+10}}{V_t} = \frac{k_{t+10}}{k_t} = \gamma$$

Тут V_t і k_t – швидкість і константа швидкості р-ції при температурі $t^\circ\text{C}$;

V_{t+10} і k_{t+10} – ті ж величини при температурі $(t + 10^\circ\text{C})$;

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 $\Delta t^\circ\text{C}$, останнє рівняння перетвориться до виду:

$$\frac{V_{t+\Delta t}}{V_t} = \frac{k_{t+\Delta t}}{k_t} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

Приклад 3. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,8. У скільки разів зросте швидкість реакції при підвищенні температури від 20 до 75°C?

Рішення. Оскільки $\Delta t = 55^\circ\text{C}$, 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 володіють достатньою енергією, 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 при даній температурі), якою повинні володіти молекули для того, щоб їх зіткнення було ефективним, тобто призвело б до утворення нової речовини. З ростом 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:

$$k = Z \cdot P \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

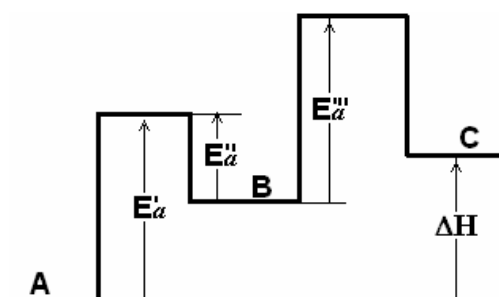
тут Z – число зіткнень молекул в секунду в одиниці об'єму; P – так званий стеричний множник; R – універсальна газова стала ($8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{°K}^{-1}$); e – основа натурального логарифму ($e = 2,718\dots$); T – температура у °K .

Як впливає з рівняння Арреніуса, константа швидкості реакції тим більше, чим менша енергія активації.

Приклад 4. Перетворення речовини А в речовину С 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.



Мал. 1. Енергетична діаграма реакції $A \leftrightarrow B \rightarrow C$.

Рішення. Розглянемо спочатку частину енергетичної діаграми, яка відноситься до першої стадії реакції – перетворення вихідної речовини А в проміжний продукт В (ділянка АВ на мал. 1). Оскільки константа швидкості зворотної реакції ($B \leftrightarrow A$) більше константи швидкості прямої реакції k_2 , то енергія активації зворотної реакції повинна бути менша енергії активації прямої реакції, що в результаті перетворення речовини А в речовину В енергія системи підвищується (див. мал. 1).

Що стосується другої стадії реакції – перетворення речовини В у кінцевий продукт С (ділянка В → С на мал. 1), то з аналогічних причин ($k_2 > k_3$) енергетичний бар'єр для процесу В → С повинен бути більше, ніж для процесу В → А ($E_a''' > E_a''$). У відповідності з цим максимум на ділянці ВС повинен бути більш високим, ніж на ділянці ВА.

Нарешті, оскільки за умовою завдання друга стадія реакції ендотермічна ($\Delta H > 0$), то кінцевому стану системи (речовина С) повинен відповідати більш високий рівень енергії, ніж проміжного (речовина В), що й відображено на діаграмі. Як видно, повне протікання реакції супроводжується поглинанням теплоти, тобто $\Delta H > 0$.

2.3. ВПЛИВ КАТАЛІЗАТОРІВ НА ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЙ

Швидкість хімічної реакції зростає в присутності каталізатора. При цьому енергія активації реакції знижується і активними стають деякі молекули, енергія яких була недостатня для здійснення реакції у відсутність каталізатора. В результаті загальне числа активних молекул зростає і тому швидкість реакції збільшується.

Як впливає з рівняння Арреніуса, в яке E_a входить в якості показника ступеня, навіть невелике зменшення енергії активації приводить до значного зростання швидкості реакції. Так, під дією біологічних каталізаторів (*ферментів*) енергія активації хімічних реакцій, що протікають в живих організмах, різко знижується, і ці реакції досить швидко протікають при порівняно низьких температурах.

Приклад 5. Енергія активації деякої реакції в відсутність каталізатора дорівнює 75,24 кДж/моль, а з каталізатором – 50,14 кДж/моль. У скільки разів зросте швидкість реакції в присутності каталізатора, якщо реакція протікає при 25°C?

Рішення. 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:

$$\frac{k'}{k} = \frac{e^{-\frac{E_a}{RT}}}{e^{-\frac{E_a'}{RT}}} = e^{\frac{(E_a - E_a')}{RT}},$$

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 $T = 298^\circ\text{K}$, отримаємо:

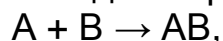
$$\lg \frac{k'}{k} = \frac{(75,24 - 50,14) \cdot 10^3}{2,30 \cdot 8,314 \cdot 298} = \frac{25,1 \cdot 10^3}{2,30 \cdot 8,314 \cdot 298} = 4,40$$

Остаточно 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.

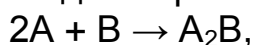
ЗАДАЧІ

1. Знайти значення константи швидкості реакції



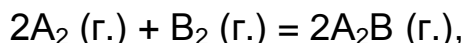
якщо при концентраціях речовин A і B , рівних відповідно 0,05 і 0,01 моль/л, швидкість реакції дорівнює $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л · хв).

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



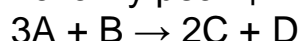
щоб при зменшенні концентрації речовини А в 4 рази швидкість прямої реакції не змінилася?

4. У дві посудини однієї і тієї ж місткості введені: у перший – 1 моль газу А і 2 молю газу В, у другій – 2 молю газу А і 1 моль газу В. Температура в обох судинах однакова. Чи буде відрізнятися швидкість реакції між газами А і В у цих судинах, 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



концентрації речовин становили:

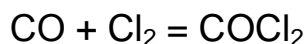
$[A] = 0,03$ моль/л;

$[B] = 0,01$ моль/л;

$[C] = 0,008$ моль/л.

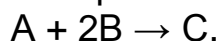
Які вихідні концентрації речовин А і В?

6. В системі:



концентрацію СО 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:



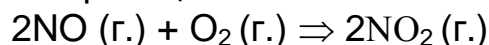
Початкові концентрації становлять:

$[A]_0 = 0,03$ моль/л,

$$[B]_0 = 0,05 \text{ моль/л.}$$

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

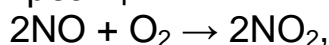


якщо:

- 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°C з однаковою швидкістю. Температурний коефіцієнт швидкості першої реакції дорівнює 2,0, а другої – 2,5. Знайти відношення швидкостей цих реакцій при 95°C.
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?

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Як зміниться швидкість реакції



якщо об'єм реакційної судини збільшити в 2 рази:

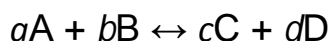
- а) зменшиться в 4 рази;
 - б) зменшиться у 8 разів;
 - в) зросте в 4 рази;
 - г) зросте у 8 разів?
2. Чим пояснюється підвищення швидкості реакції при введенні в систему каталізатора:

- 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 обсягу реакційного судини;
 - 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, викликається головним чином:
- а) збільшенням середньої кінетичної енергії молекул;
 - б) зростанням числа активних молекул;
 - в) зростанням числа зіткнень?
6. При 20°C константа швидкості деякої реакції дорівнює 10^{-4} хв^{-1} , а при 50°C. становить $8 \cdot 10^{-4} \text{ хв}^{-1}$. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції:
- а) 2,
 - б) 3,
 - в) 4?

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 при даній температурі величина, що виражає співвідношення між рівноважними концентраціями продуктів реакції (чисельник) і вихідних речовин (знаменник).

Чим більше константа рівноваги, тим «глибше» протікає реакція, тобто тим більше 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 що 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 1. В системі: $A (г.) + 2B (г.) = C (г.)$

рівноважні концентрації рівні: $[A] = 0,06$ моль/л; $[B] = 0,12$ моль/л;

$[C] = 0,216$ моль/л. Знайти константу рівноваги реакції і вихідні концентрації речовин А і В.

Рішення. 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 молю А і 2 молей В утворюється 1 моль С. Оскільки за умовою задачі в кожному літрі системи утворилося 0,216 моля речовини С, то при цьому було витрачено 0,216 моля А і $0,216 \cdot 2 = 0,432$ моля В.

Таким чином, шукані вихідні концентрації рівні:

$$[A_0] = 0,06 + 0,216 = 0,276 \text{ моль/л;}$$

$$[B_0] = 0,12 + 0,432 = 0,552 \text{ моль/л.}$$

Приклад 2. У закритій посудині змішано 8 молей SO_2 і 4 моля O_2 . Реакція протікає при постійній температурі. 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.

Рішення. Запишімо рівняння реакції: $2\text{SO}_2 (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3 (\text{г.})$

Згідно з умовою задачі, в реакцію вступило 80%, тобто

$$8 \cdot 0,8 = 6,4 \text{ моль } \text{SO}_2$$

залишилося невитраченими 1,6 моль SO_2 .

За рівняння реакції на кожні 2 моля SO_2 витрачається 1 моль O_2 , причому утворюється 2 моля 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

$$4 - 3,2 = 0,8 \text{ моля } \text{O}_2.$$

Таким чином, загальне число молей газів становило до протікання реакції: $8 + 4 = 12$ молей, а після досягнення хімічної рівноваги:

$$1,6 + 0,8 + 6,4 = 8,8 \text{ моля.}$$

У закритій посудині при сталій температурі тиск газової суміші пропорційно 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 підкоряється *принципу Ле Шательє*:

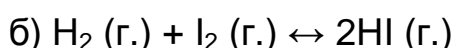
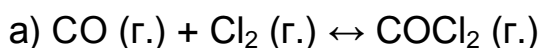
якщо на систему, що знаходиться в стані хімічної рівноваги, надати якийсь вплив, то рівновага зміститься в такому напрямку, що наданий вплив буде ослаблено.

Так, підвищення температури призводить до зміщення рівноваги в напрямку реакції, що супроводжується поглинанням теплоти, тобто охолодженням системи.

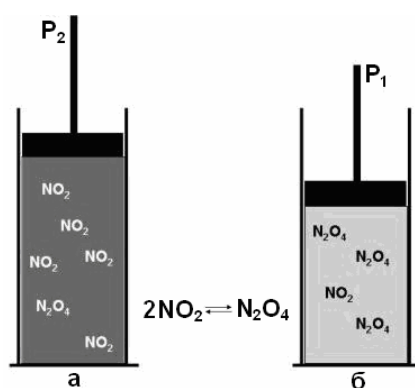
Підвищення тиску викликає зсув рівноваги в напрямку зменшення загального числа молей газоподібних речовин, тобто в напрямку, що приводить до пониження тиску (див. мал. 1.).

Видалення з системи одного з продуктів реакції веде до зсуву рівноваги в бік прямої реакції. Зменшення концентрації одної з вихідних речовин призводить до зсуву рівноваги в напрямку зворотної реакції.

Приклад 3. В якому напрямку зміститься рівновага в системах:



якщо при незмінній температурі збільшити тиск шляхом зменшення обсягу газової суміші?



Мал. 1. 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 (суміш інтенсивно забарвлена);

б) після збільшення тиску молекул NO_2 стає менше (забарвлення слабшає).

Рішення. 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 викликає 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°C) 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 4. Використовуючи довідкові дані, знайти наближене значення температури, при якій константа рівноваги реакції утворення водяного газу: $C(\text{графіт}) + H_2O(\text{г.}) \leftrightarrow CO(\text{г.}) + H_2(\text{г.})$

дорівнює одиниці. Залежністю ΔH° і ΔS° від температури знехтувати.

Рішення. 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 при відповідній температурі $\Delta H^\circ_T = T\Delta S^\circ$

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:

$$\Delta H^\circ_{298} = \Delta H^\circ(\text{CO}) - \Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -110,5 - (-241,8) = 131,3 \text{ кДж/моль};$$

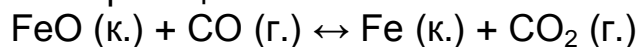
$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_{298} &= S^\circ(\text{CO}) + S^\circ(\text{H}_2) - S^\circ(\text{C}) - S^\circ(\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 197,5 + 130,5 - 5,7 - 188,7 = 133,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K} = 0,134 \text{ кДж/моль} \cdot \text{K}. \end{aligned}$$

Звідси:

$$T = 131,3 : 0,134 = 983^\circ\text{K}.$$

ЗАДАЧІ

1. Константа рівноваги реакції:



при деякій температурі дорівнює 0,5. Знайти рівноважні концентрації CO і CO₂, якщо початкові концентрації цих речовин становили: [CO]₀ = 0,05 моль/л, [CO₂]₀ = 0,01 моль/л.

2. Рівновага в системі: $\text{H}_2 \text{ (г.)} + \text{I}_2 \text{ (г.)} \leftrightarrow 2\text{HI (г.)}$

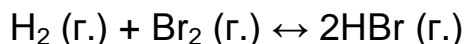
встановилась при наступних концентраціях: [H₂] = 0,025 моль/л; [I₂] = 0,005 моль/л; [HI] = 0,09 моль/л. Визначити вихідні концентрації йоду і водню.

3. При деякій температурі рівновага в системі:



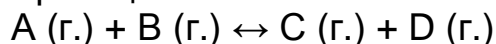
встановилась при наступних концентраціях: [NO₂] = 0,006 моль/л; [NO] = 0,024 моль/л. Знайти константу рівноваги реакції і вихідну концентрацію NO₂.

4. Для реакції:



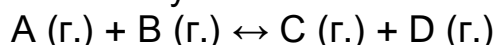
при деякій температурі $K = 1$. Визначити склад (у відсотках за об'ємом) рівноважної реакційної суміші, якщо вихідна суміш складалася з 3 молей H_2 і 2 молей Br_2 .

5. Константа рівноваги реакції:



дорівнює одиниці. Скільки відсотків речовини А піддається перетворенню, якщо змішати 3 моля речовини А та 5 молей речовини В?

6. Після змішування газів А і В у системі:



встановлюється рівновага при наступних 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.

7. Знайти константу рівноваги реакції $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$, якщо початкова концентрація N_2O_4 становила 0,08 моль/л, а до моменту настання рівноваги розпалось 50% N_2O_4 .

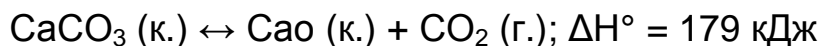
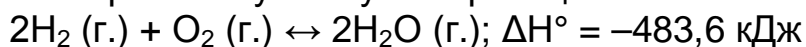
8. В якому напрямку змістяться рівноваги:



а) при зниженні температури?

б) при підвищенні тиску?

9. Як вплине на рівновагу наступних реакцій:



а) підвищення тиску;

б) підвищення температури?

10. Вказати, якими змінами концентрацій реагуючих речовин можна змістити вправо рівновагу реакції



ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

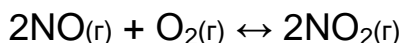
1. У яких реакціях зміна тиску зробить вплив на зміщення рівноваги?

- 1) $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$;
- 2) $2\text{CO}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$;
- 3) $\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(г)}$;
- 4) $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(г)}$;
- 5) $2\text{HCl}_{(г)} \leftrightarrow \text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$.

2. В якій з чотирьох реакцій рівновага найбільше зміститься вправо при одночасному підвищенні температури і зниженні тиску?

- 1) $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(г)}$, $\Delta H < 0$;
- 2) $\text{H}_{2(г)} + \text{C}_3\text{H}_{6(г)} \leftrightarrow \text{C}_3\text{H}_{8(г)}$, $\Delta H < 0$;
- 3) $2\text{NH}_{3(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow \text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)}$, $\Delta H > 0$;
- 4) $\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(г)}$, $\Delta H > 0$.

3. Розрахуйте, у скільки разів зміняться швидкості прямої і зворотної реакції в рівноважній системі:



при збільшенні тиску вдвічі. Виходячи з результатів розрахунку, вирішите, 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 переконаєтеся в цьому самі).

4. Якщо об'єм закритої реакційної судини, в якому встановилася

рівновага: $2\text{SO}_2 \text{ (г.)} + \text{O}_2 \text{ (г.)} \leftrightarrow 2\text{SO}_3 \text{ (г.)}$ зменшити в 2 рази, то:

а) швидкості прямої і зворотної реакцій залишаться

однаковими;

б) швидкість прямої реакції стане в 2 рази більше швидкості

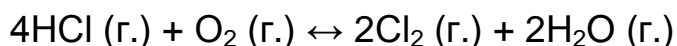
зворотної реакції;

в) рівновага не зміститься;

г) рівновага зміститься вправо;

д) рівновага зміститься вліво?

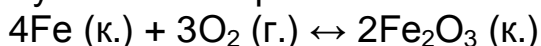
5. Які дії на систему:



приведуть до зміщення рівноваги вліво:

- а) збільшення концентрації O_2 ;
- б) збільшення концентрації Cl_2 ;
- в) підвищення тиску;
- г) зростання обсягу реакційного судини?

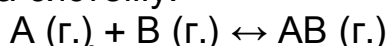
В якому напрямку зміститься рівновага в системі:



при збільшенні тиску:

- а) у бік прямої реакції;
- б) у бік зворотної реакції;
- в) не зміститься?

7) Якими впливами на систему:



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 реакційну посудину додаткової кількості речовини В?

8) Для деякої реакції $\Delta G^\circ < 0$. Які з приведених тверджень правильні:

- а) константа рівноваги реакції більше одиниці;
- б) константа рівноваги реакції менше одиниці;
- в) у рівноважній суміші переважають вихідні речовини;
- г) у рівноважній суміші переважають продукти реакції?

Тема IV. РОЗЧИНИ

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 його маси до об'єму розчину (моль/л, г/л), тобто це відношення неоднорідних величин.

Ті величини, які є відношенням 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 доля* ω – кількість г речовини, що міститься у 100 г розчину чи сухої речовини, виражається у долях одиниці або відсотках %:

$$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{речовини}} + m_{\text{розчинника}}};$$

$$\omega_{\%} = \omega \cdot 100\% = (\%),$$

звідки можна розрахувати, наприклад,:

$$m_{\text{речовини}} = \frac{\omega_{\%} \cdot m_{\text{розчину}}}{100} = (г),$$

$$m_{\text{розчину}} = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 100}{\omega_{\%}} = (г)$$

де $m_{\text{речовини}}$ – маса розчиненої речовини, г; $m_{\text{розчинника}}$ – маса розчинника, г.

2. *Молярна концентрація (молярність)* C_m – кількість молей речовини, що міститься у 1 л (або дм^3) розчину, виражається у моль/л, моль/ дм^3 :

$$C_m = \frac{m_{\text{речовини}}}{M \cdot V} = (\text{моль} / \text{л}),$$

звідки можна розрахувати, наприклад,:

$$m_{\text{речовини}} = C_m \cdot M \cdot V = (г),$$

$$V = \frac{m_{\text{речовини}}}{C_m \cdot M} = (\text{л})$$

3. *Моляльна концентрація (моляльність)* C_m – показує кількість молей розчиненої речовини містить 1кг розчинника. Розмірність: моль/кг. Моляльна концентрація (C_m) розраховується за рівнянням:

$$C_m = \frac{m_{\text{речовини}}}{M_i \cdot m_{\text{розчинника}}} = (\text{моль/кг}),$$

де $m_{\text{речовини}}$ – маса розчиненої речовини, г; $m_{\text{розчинника}}$ – маса розчинника, кг; M_i – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Моляльна концентрація не залежить від температури розчину.

4. *Молярна концентрація еквівалентів (нормальна концентрація)* C_n – кількість молей еквівалентів речовини, що міститься у 1 л (або дм^3) розчину, виражається у моль/л, моль/ дм^3 :

$$C_n = \frac{m_{\text{речовини}}}{M_{\text{екв}} \cdot V_{\text{розчину}}} = (\text{моль/л}),$$

звідки можна розрахувати, наприклад,:

$$m_{\text{речовини}} = C_n \cdot M_{\text{екв}} \cdot V = (г)$$

$$V_{\text{розчину}} = \frac{m_{\text{речовини}}}{M_{\text{екв}} \cdot C_n} = (\text{л})$$

де $V_{\text{розчину}}$ – об'єм розчину; $M_{\text{екв}}$ – молярна маса речовини еквівалентів розчиненої речовини, г/моль-екв або г/моль.

Молярні маси еквівалентів визначають за формулою:

$$M_{\text{екв. речовини}} = \frac{M}{Z_{\text{екв}}},$$

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:

$$T = \frac{m_{\text{речовини}}}{V_{\text{розчину}}} = (\text{г/мл}).$$

На практиці досить часто доводиться перераховувати одні види концентрації розчинів в інші. У табл. 1 наведені формули для таких перерахунків деяких видів концентрацій розчинів.

Розглянемо декілька прикладів розрахунків, які необхідно проводити при вирішенні практичних задач у роботі з розчинами.

Приклад 1. Який об'єм 96%-ної (по масі) сірчаної кислоти ($\rho = 1,84$ г/мл)

Таблица 1

СПВІДНОШЕННЯ МІЖ РІЗНИМИ ВИДАМИ
ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНУ

ВИД	ω	C_M	C_N	C_m
ω	$\omega_i = m_i / \Sigma m$	$C_M = \frac{\omega \cdot \rho}{M}$	$C_N = \frac{\omega \cdot \rho \cdot Z_{\text{екв}}}{M}$	$C_m = \frac{1000 \cdot \omega}{M \cdot (1 - \omega)}$
C_M	$\omega = \frac{C_M \cdot M}{\rho}$	$C_M = n/V = \frac{m}{M \cdot V}$	$C_N = C_M \cdot Z_{\text{екв}}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C_M}{\rho - C_M \cdot M}$
C_N	$\omega = \frac{C_N \cdot M}{\rho \cdot Z_{\text{екв}}}$	$C_M = \frac{C_N}{Z_{\text{екв}}}$	$C_N = n_{\text{екв}}/V = \frac{m}{M_{\text{екв}} \cdot V} = \frac{m \cdot Z_{\text{екв}}}{M \cdot V}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C_N}{Z_{\text{екв}} \cdot \rho - C_N \cdot M}$
C_m	$\omega = \frac{C_m \cdot M}{C_m \cdot M + 1000}$	$C_M = \frac{C_m \cdot \rho}{C_m \cdot M + 1000}$	$C_N = \frac{C_m \cdot \rho \cdot Z_{\text{екв}}}{C_m \cdot M + 1000}$	$C_m = n/m_p = \frac{m}{M \cdot m_p}$

і яку масу води потрібно взяти для приготування 100 мл 15%-ого (за масою) розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).

Рішення. Знайдемо масу 100 мл 15% розчину H_2SO_4 . Вона становить:

$$m_{\text{розч.}} = V_{\text{розч.}} \cdot \rho = 100 \cdot 1,10 = 110 \text{ г.}$$

Маса H_2SO_4 , що міститься в 110 г цього розчину, дорівнює:

$$m_{\text{речов.}} = \frac{\omega\% \cdot m_{\text{розчину}}}{100} = 15 \cdot 110 : 100 = 16,5 \text{ г.}$$

Тепер знайдемо об'єм 96% 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% розчину H_2SO_4 потрібно 9,32 мл 96% 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.

Рішення. Маса отриманого розчину становить 300 г. Масову частку кристалогідрату знаходимо з пропорції:

$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов.}}}{m_{\text{речов.}} + m_{\text{розчин.}}} \cdot 100\% = \frac{50 \cdot 100}{50 + 250} = 16,7\% ;$$

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:

$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов.}}}{m_{\text{речов.}} + m_{\text{розчин.}}} \cdot 100\% = \frac{27,4 \cdot 100}{300} = 9,1\%$$

Приклад 3. Яку масу води треба додати до 200 мл 30%-ного (за масою) розчину NaOH ($\rho = 1,33$ г/мл) для отримання 10% розчину лугу?

Рішення. Маса 200 мл вихідного розчину NaOH дорівнює

$$m_{\text{розч.}} = V_{\text{розч.}} \cdot \rho = 200 \cdot 1,33 = 266 \text{ г.}$$

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:

$$m_{\text{розч.}} = \frac{m_{\text{речов.}} \cdot 100}{\omega\%} = \frac{79,8 \cdot 100}{10} = 798 \text{ г.}$$

Отже, до вихідного розчину необхідно додати:

$$798 - 266 = 532 \text{ г води.}$$

Приклад 4. Знайти молярність, нормальність і молярність 15% – ого (за мас.) розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).

Рішення. Для обчислення молярності розчину спочатку знайдемо масу сірчаної кислоти, що припадає на 1000 г води:

якщо 85 г води містять 15 г H_2SO_4

то 1000 г води повинні містити x г H_2SO_4

$$x = 15 \cdot 1000 : 85 = 176,5 \text{ г.}$$

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 $98/2 = 49 \text{ г/моль}$. Отже нормальність розчину:

$$C_n = 165 : 49 = 3,37 \text{ н,}$$

а молярність його складає:

$$C_m = 165 : 98 = 1,68 \text{ моль/л.}$$

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.

Рішення. У 500 мл 3м розчину міститься $0,5 \cdot 3 = 1,5$ моля 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 $6x$ молей HCl ,

а в $(0,5 - x)$ л 2м розчину $2(0,5 - x)$ молей HCl .

Оскільки загальна кількість HCl в розчині повинна бути 1,5 моля, можна написати:

$$6x + 2(0,5 - x) = 1,5,$$

звідки легко знайти:

$$x = 0,125 \text{ л.}$$

Значить, для приготування необхідного розчину треба взяти 125 мл 6м розчину і $500 - 125 = 375$ мл 2м HCl .

1.1. РОЗЧИННІСТЬ

Розчинність речовини вимірюється вмістом речовини в його насиченому розчині.

Розчинність деяких кислот, основ та солей дивись у таблиці 13 Додатків.

Зазвичай розчинність твердих речовин і рідин виражають значенням *коефіцієнта розчинності*, тобто:

це маса речовини, що розчиняється при даних умовах в 100 г розчинника з утворенням насиченого розчину.

Розчинність газів часто характеризують коефіцієнтом абсорбції, який виражає:

об'єм газу, що розчиняється в одному об'ємі розчинника з утворенням насиченого розчину.

Відповідно до закону Генрі:

маса газу, що розчиняється при постійній температурі 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 при даній температурі від парціального тиску газу.

Приклад 6. При 60°C 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%-ного (за масою) розчину частина розчиненої речовини випала в осад, і концентрація розчину стала рівною 8%. Чому дорівнює маса речовини, що випала в осад?

Рішення. У 300 г 15%-ного розчину міститься 45 г розчиненої речовини і 255 г розчинника. Зазначимо, що при охолодженні маса розчинника не зміниться. Зміст розчиненої речовини в 255 г розчинника знаходимо з пропорції:

92 г розчинника містять 8 г речовини,

255 г » » х 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'.) O₂ і 80% (об'.) N₂, збовтали з водою при 0°C до отримання насиченого розчину. Знайти процентне співвідношення (за об'ємом) розчинених у воді газів.

Рішення. За умовою задачі в 1 л води розчиняється 49 мл O₂ і 23 мл N₂. Однак безпосередньо порівнювати ці об'єми не можна, так як парціальні тиску розчинених газів різні і складають відповідно 0,2 і 0,8 від загального тиску газової суміші. Якщо прийняти останній за одиницю, то об'єми розчинених кисню та азоту, приведені до цього тиску, будуть рівні:

$$49 \cdot 0,2 = 9,8 \text{ мл O}_2$$

і

$$23 \cdot 0,8 = 18,4 \text{ мл N}_2;$$

загальний об'єм розчинених газів складе:

$$9,8 + 18,4 = 28,2 \text{ мл.}$$

Знаходимо процентний вміст кожного 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. Визначити масову частку солі в розчині, що утворився внаслідок розчинення 40 г солі в 360 г води.

Відповідь: 0,1

2. Визначити маси цукру та води, необхідні для приготування 350 г розчину з масовою часткою цукру 25%.

Відповідь: 87,5 г.

3. Як приготувати 600 г розчину натрій хлориду з масовою часткою солі 20%, використавши для цього розчин солі з масовою часткою розчиненої речовини 80%?

4. Який об'єми розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) та води потрібно змішати для приготування 10 л розчину кислоти з густиною $1,42 \text{ г/см}^3$.

5. Визначити процентну концентрацію розчину, одержаного при змішуванні 150 г 20%-ного і 250 г 40%-ного розчинів AgNO_3 .

Відповідь: 32,5 %.

6. Який об'єм 96%-ного розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,84$) потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 н. розчину?

Відповідь: 6,9 мл.

7. Визначити процентну, молярну і моляльну концентрації й титр 10н розчину фосфорної кислоти, щільність якого $1,167 \text{ г/мл}$.

Відповідь: $\omega\% = 28\%$; $C_m = 3,33 \text{ моль/л}$; $C_m = 3,975 \text{ моль/кг}$;

$$\rho = 0,3266 \text{ г/мл}.$$

8. Акумулятор автомобіля заливають 38%-ним розчином сірчаної кислоти, щільність якого дорівнює $1,286 \text{ г/мл}$.

Які об'єми 96%-ної сірчаної кислоти і води потрібно змішати, щоб заповнити акумулятор розміром $20 \times 20 \times 30 \text{ см}$? Об'єм, що заповнюють пластини акумулятора, не враховувати.

Відповідь: 3,32 л розчину H_2SO_4 ; 9,324 л H_2O .

9. Який об'єм 2М розчину Na_2CO_3 необхідно взяти для приготування 3 л 0,25М розчину?

Відповідь: 187,5 мл.

10. Визначити масу 40%-ного розчину $NaOH$, який потрібно додати до 600 г води, щоб утворився 10%-ний розчин. Відповідь: 200 г.

ПИТАННЯ 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 $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ 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.
20. Визначте масу калій нітрату, що викристалізується з 600 г насиченого при 60°C розчину, якщо його охолодити до 20°C . Розчинність калій нітрату при 60°C становить 124 г на 100 г води, а при 20°C – 88 г на 100 г води.
21. У 300 мл хлоридної кислоти ($\rho = 1,129 \text{ г/см}^3$) з масовою часткою кислоти 26% розчинили 3,5 л хлороводню, виміряного при температурі 20°C і тиску 107 кПа. Визначити масову частку хлороводню в одержаному розчині.

2. ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Розбавлені розчини неелектролітів мають ряд властивостей, кількісне вираження яких залежить тільки від числа що знаходяться в розчині частинок розчиненої речовини і від кількості розчинника – це так звані *колігативні властивості розчинів*. До таких фізико-хімічних властивостей відносяться: пониження тиску пари розчинника над розчином; зниження температури кристалізації і підвищення температури кипіння розчинів; осмотичний тиск розчинів

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 1. При 25°C 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) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

Рішення. 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:

$$p_1 = 0,985 \cdot 3,166 = 3,119 \text{ кПа (або 23,31 мм рт. ст.)}$$

2.2. КРІОСКОПІЧНИЙ ЗАКОН Р А У Л Я

Зниження температури кристалізації розчину ($\Delta t_{\text{крист}}$) пропорційне моляльній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta t_{\text{крист}} = K \cdot C_m,$$

де K – кріоскопічна постійна розчинника; C_m – моляльна концентрація розчиненої речовини.

Нижче наведені значення кріоскопічних постійних деяких розчинників:

	K
Вода –	1,86
Бензол –	5,1
Діетиловий ефір –	1,73

Приклад 2. Розрахувати, при якій температурі повинен кристалізуватися розчин, що містить в 250 г води 54 г глюкози $C_6H_{12}O_6$.

Рішення. При перерахунку на 1000 г H_2O вміст глюкози в розчині дорівнює

$$54 \cdot 4 = 216 \text{ г.}$$

Оскільки мольна маса глюкози становить 180 г/моль, то моляльність розчину дорівнює

$$C_m = 216 : 180 = 1,20 \text{ моля/кг (моль на 1000 г } H_2O\text{)}.$$

За формулою $\Delta t_{\text{крист}} = K \cdot m$ знаходимо:

$$\Delta t_{\text{крист}} = 1,86 \cdot 1,20 = 2,23.$$

Отже, розчин буде кристалізуватися при:

$$0 - 2,23 = - 2,23^\circ\text{C}.$$

2.3. ЕБУЛІОСКОПІЧНИЙ ЗАКОН РАУЛЯ

Підвищення температури кипіння розчину ($\Delta t_{\text{кип}}$) пропорційне моляльній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m,$$

де E – ебуліоскопічна постійна розчинника; C_m – моляльна концентрація розчиненої речовини.

Нижче наведені значення ебуліоскопічних постійних деяких розчинників:

	E
Вода –	0,52
Бензол –	2,57
Етиловий спирт –	1,16
Діетиловий ефір –	2,02.

Приклад 3. Розчин, що містить 8 г деякої речовини в 100 г діетилового ефіру, кипить при $36,86^\circ\text{C}$, тоді як чистий ефір кипить при $35,60^\circ\text{C}$. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.

Рішення. З умови задачі знаходимо:

$$\Delta t_{\text{кип}} = 36,86 - 35,60 = 1,26 \text{ градуса.}$$

З рівняння $\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m$ визначаємо моляльність розчину:

$$1,26 = 2,02 \cdot C_m;$$

$$C_m = 1,26 : 2,02 = 0,624 \text{ моля на } 1000 \text{ г ефіру.}$$

З умови задачі випливає, що в 1000 г розчинника знаходиться 80 г розчиненої речовини. Оскільки ця маса відповідає 0,624 моля, то мольну масу речовини знайдемо із співвідношення:

$$M = 80 : 0,624 = 128,2 \text{ г/моль}$$

Тобто, молекулярна маса розчиненої речовини дорівнює 128,2.

2.4. ЗАКОН ВАНТ-ГОФФА

Осмотичний тиск розчинів ($P_{\text{осм.}}$) пропорційний молярної 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, °К.

Приклад 4. При 20°C осмотичний тиск розчину, в 100 мл якого міститься 6,33 г барвника крові – гематина, дорівнює 243,4 кПа. Визначити молекулярну формулу, якщо відомий елементарний склад [у % (за мас.)] гематина:

C – 64,6, H – 5,2, N – 8,8, O – 12,6 і Fe – 8,8.

Рішення. 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 моля. 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:

$$x : y : z : m : n = 5,38 : 5,2 : 0,629 : 0,788 : 0,157 =$$

$$= 34,3 : 33,1 : 4,0 : 5,0 : 1 = 34 : 33 : 4 : 5 : 1$$

Поділимо отримані величини на найменше значення з них і знайдемо, що *найпростіша формула* гематина $C_{34}H_{33}N_4O_5Fe$. 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*: $C_{34}H_{33}N_4O_5Fe$.

ЗАДАЧІ

1. Знайти при 65°C тиск пари над розчином, що містить 13,68 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 кПа (187,5 мм рт. ст.).
2. Чому дорівнює тиск насиченої пари над 10% розчином карбаміду $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ при 100°C ?
3. При 315°K тиск насиченої пари над водою одно 8,2 кПа (61,5 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°K тиск насиченої пари над водою одно 2,34 кПа (17,53 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 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 ($\rho = 0,8$ г/мл). При якій температурі можна після цього залишати автомобіль на відкритому повітрі, не побоюючись, що вода в радіаторі замерзне?
7. При розчиненні 5,0 г речовини в 200 г води виходить не проводить струму розчин, що кристалізується при $-1,45^{\circ}\text{C}$. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.
8. При розчиненні 13,0 г неелектроліту в 400 г діетилового ефіру $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ температура кипіння підвищилася на $0,453^{\circ}\text{K}$. Визначити молекулярну масу розчиненої речовини.
9. При розчиненні 3,24 г сірки в 40 г бензолу температура кипіння останнього підвищилася на $0,81^{\circ}\text{K}$. Зі скількох атомів складається молекула сірки в розчині?
10. Чому дорівнює осмотичний тиск 0,5м розчину глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ при 25°C ?
11. 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°K . Щільність розчину вважати рівною одиниці.
12. Скільки грамів глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ повинно знаходитися в 0,5 л розчину, щоб його осмотичний тиск (при тій же температурі) було таким же, як розчину, в 1 л якого міститься 9,2 г гліцерину $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$?
13. До 100 мл 0,5м водного розчину сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ додано 300 мл води. Чому дорівнює осмотичний тиск одержаного розчину при 25°C ?
14. При 25°C осмотичний тиск деякого водного розчину дорівнює 1,24 МПа. Обчислити осмотичний тиск розчину при 0°C .

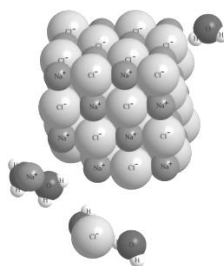
15. В 1 мл розчину міститься 1018 молекул розчиненого неелектроліту. Обчислити осмотичний тиск розчину при 298°K.

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

- Чому дорівнює при 0°С осмотичний тиск розчину, що містить 1 моль гліцерину в 22,4 л H_2O :
а) $1,01 \cdot 10^2$ кПа, б) $1,01 \cdot 10^5$ кПа; в) 760 мм рт. ст.?
- Чому дорівнює при 273°K осмотичний тиск розчину, що містить одночасно 0,25 моля спирту і 0,25 моля глюкози в 2 л H_2O :
а) 760 мм рт. ст., б) 380 мм рт. ст.; в) 4256 мм рт. ст.?
- Як співвідносяться осмотичні тиску при 273°K, якщо в 250 мл води розчинено 5 г спирту C_2H_5OH ($P^1_{осм.}$), 5 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ ($P^2_{осм.}$), 5 г сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ ($P^3_{осм.}$):
а) $P^3_{осм.} > P^2_{осм.} > P^1_{осм.}$, б) $P^1_{осм.} > P^2_{осм.} > P^3_{осм.}$?
- Чому дорівнює відношення мас формаліну $HCHO$ і глюкози $C_6H_{12}O_6$, які містяться в рівних обсягах розчинів, що мають при даній температурі однаковим осмотичним тиском:
а) 1 : 1, б) $M_{HCHO} : M_{C_6H_{12}O_6}$?
- Скільки молей неелектроліту повинен містити 1 л розчину, щоб його осмотичний тиск при 0°С був рівним 2,27 кПа (17 мм рт. ст.):
а) 0,001 моля, б) 0,01 моля; в) 0,1 моля?
- Яка молярність розчину неелектроліту, якщо при 0°С його осмотичний тиск дорівнює 2,27 кПа:
а) 0,1 моль/л, б) 0,01 моль/л; в) 0,001 моль/л?
- При якій температурі кристалізується водний розчин, що містить $3 \cdot 10^{23}$ молекул неелектроліту в 250 г H_2O :
а) 273°K; б) 269,28°K, в) 271,14°K?
- Як співвідносяться температури кристалізації 0,1%-них (за мас.) розчинів глюкози (t_1 ; $M = 180$) і альбуміну (t_2 ; $M = 68000$):
а) $t_1 > t_2$, б) $t_1 = t_2$; в) $t_1 < t_2$?

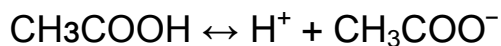
3. КОНСТАНТА І СТУПЕНЬ ДИСОЦІАЦІЇ

При розчиненні у воді (мал. 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*.



Мал. 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 менше одиниці, то при наближених обчисленнях можна прийняти, 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 AX ступінь його дисоціації рівна 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 більше pK , тим слабкіше кислота.

Приклад 1. Ступінь дисоціації оцтової кислоти в 0,1м розчині дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$. Знайти константу дисоціації кислоти і значення рК.

Рішення. 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 рК:

$$K = (1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1 = 1,74 \cdot 10^{-5},$$

звідки $pK = 4,76$.

Приклад 2. Константа дисоціації ціановодню (синильної кислоти) дорівнює $7,9 \cdot 10^{-10}$. Знайти ступінь дисоціації HCN в 0,001м розчині.

Рішення. 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 3. Обчислити концентрацію іонів водню в 0,1м розчині хлорноватистої кислоти HOCl ($K = 5 \cdot 10^{-8}$).

Рішення. Знайдемо ступінь дисоціації HOCl:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_m}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-4},$$

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 4. 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 дисоціювана.

Рішення. 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:

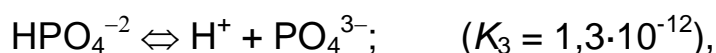
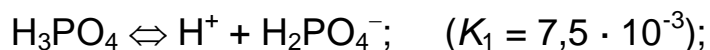
$$K = \frac{[H^+] \cdot [HCOO^-]}{[HCOOH]} = \frac{x \cdot (0,1 + x)}{0,2 - x} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

Оскільки в присутності однойменних іонів HCOO^- диссоціація мурашиної кислоти пригнічується, то ступінь її дисоціації буде мала 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 знайденої, бачимо, що додаток солі HCOONa викликало зменшення концентрації іонів водню в $6 \cdot 10^{-3} / 3,6 \cdot 10^{-4}$, тобто в 16,6 рази.

У розчинах багатоосновних 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:



кожній з яких відповідає певне значення ступінчастою константи дисоціації. Оскільки $K_1 > K_2 > K_3$, то найбільшою мірою протікає дисоціація по першій ступені, а при переході до кожної наступної стадії ступінь дисоціації, як правило, різко зменшується.

Приклад 5. Ступінчасті константи дисоціації сірководню K_1 і K_2 рівні відповідно $6 \cdot 10^{-8}$ і $1 \cdot 10^{-14}$. Обчислити концентрації іонів H^+ , HS^- і S^{2-} в 0,1м розчині H_2S .

Рішення. Оскільки дисоціація H_2S протікає переважно по першій ступені, то концентрацією іонів H^+ , утворюючих при дисоціації по другій ступені, 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:

$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]}$$

Оскільки $[H^+] \approx [HS^-]$, то $K_2 \approx [S^{2-}]$, тобто

$$[S^{2-}] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль/л.}$$

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, що залежать від загального числа що знаходяться в розчині частинок розчиненої речовини (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 часток в розчині електроліту зросло в i разів порівняно з числом його молекул, то це повинно бути враховано при розрахунку осмотичного тиску та інших колігативні властивостей. Формула для обчислення зниження тиску Δp пари розчинника набуває в цьому випадку наступний вигляд:

$$\Delta p = p_0 \frac{i \cdot n_2}{n_1 + i \cdot n_2}$$

Тут 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 знаходять за формулами:

$$\Delta t_{\text{крист.}} = i \cdot K \cdot m; \quad \Delta t_{\text{кип.}} = i \cdot E \cdot m.$$

де m – моляльна концентрація електроліту; K і E – відповідно кріоскопічна і ебуліоскопічна сталі розчинника.

Нарешті, для обчислення осмотичного тиску ($P_{\text{осм.}}$, кПа) розчину електроліту використовують формулу:

$$P = i \cdot C_m \cdot R \cdot T$$

де C_m – молярна концентрація електроліту, моль/л; R – газова стала ($8,31 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$); T – абсолютна температура, $^{\circ}\text{K}$.

Неважко бачити, що ізотонічний коефіцієнт i може бути обчислений 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:

$$i = 1 + \alpha(k - 1) \quad \text{або} \quad \alpha = (i - 1) : (k - 1)$$

де k – число іонів, на які розпадається при дисоціації молекула електроліту (для KCl $k = 2$, для BaCl_2 і Na_2SO_4 $k = 3$ 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 6. Розчин, що містить 0,85 г хлориду цинку в 125 г води, кристалізується при $-0,23^{\circ}\text{C}$. Визначити уявну ступінь дисоціації ZnCl_2 .

Рішення. Знайдемо насамперед молярну концентрацію (C_m) солі в розчині. Оскільки мольна маса ZnCl_2 дорівнює 136,3 г/моль,

$$C_m = 0,85 \cdot 1000 / (136,3 \cdot 125) = 0,050 \text{ моль/кг}$$

Тепер визначимо зниження температури кристалізації без урахування дисоціації електроліту (кріоскопічна постійна води дорівнює 1,86);

$$\Delta t_{\text{крист. теор.}} = 1,86 \cdot 0,050 = 0,093^{\circ}\text{C}$$

Порівнюючи знайдене значення з експериментально визначеним пониженням температури кристалізації, обчислюємо ізотонічний коефіцієнт i :

$$i = \Delta t_{\text{крист.}} : \Delta t_{\text{крист. теор.}} = 0,23 : 0,093 = 2,47$$

Тепер знаходимо уявну ступінь дисоціації солі:

$$\alpha = (i - 1) : (k - 1) = (2,47 - 1) : (3 - 1) = 0,735.$$

Приклад 7. 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.

Рішення. Знаходимо ізотонічний коефіцієнт i :

$$i = 1 + \alpha(k - 1) = 1 + 0,8 (2 - 1) = 1,8.$$

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 101,33 кПа (760 мм рт. ст.). Мольна маса гідроксиду натрію становить 40 г/моль, мольна маса води 18 г/моль. Отже

$$n_1 = 180 : 18 = 10 \text{ молей},$$

$$n_2 = 5 : 40 = 0,125 \text{ моля}.$$

Звідси:

$$\Delta p = 101,33 \cdot \frac{1,8 \cdot 0,125}{10 + 1,8 \cdot 0,125} = 101,33 \frac{0,225}{10,2} = 2,23 \text{ кПа} \quad (\text{або } 16,7 \text{ мм. рт.ст.}).$$

Знаходимо шуканий тиск насиченої пари над розчином:

$$\Delta p = p_0 - \Delta p = 101,33 - 2,23 = 99,1 \text{ кПа (або } 743,3 \text{ мм рт. ст.)}$$

Приклад 8. 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.

Рішення. 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 числа взятих молекул, тобто: $i = 2,18 \cdot 10^{23} : (1,20 \cdot 10^{23}) = 1,82$.

ЗАДАЧІ

при вирішенні завдань цього розділу слід в необхідних випадках користуватися таблицею констант дисоціації електролітів (табл. 8 Додатків).

1. Знайти ступінь дисоціації хлорноватисту кислоти HOCl в 0,2 н. розчині.
2. Ступінь дисоціації мурашиної кислоти HCOOH в 0,2 н. 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 дорівнює 0,2?
5. В 0,1 н. розчині ступінь дисоціації оцтової кислоти дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$. При якій концентрації азотистої кислоти HNO_2 її ступінь дисоціації буде такою ж?
6. Скільки води треба додати до 300 мл 0,2М розчину оцтової кислоти, щоб ступінь дисоціації кислоти подвоїлася?
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 ступені 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 моля ацетату натрію?
11. Розрахувати концентрацію іонів CH_3COO^- в розчині, 1 л якого містить 1 моль CH_3COOH і 0,1 молю HCl , вважаючи дисоціацію останнього повною.
12. Виходячи зі значень послідовних констант дисоціації ортофосфорної кислоти, визначити знак зміни енергії Гіббса для кожної з трьох ступенів дисоціації. Для якої 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.

ПИТАННЯ 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 однамоляльних 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 близька до одиниці;
б) ступінь дисоціації близька до нуля?
3. Вказати правильне співвідношення між температурою кипіння сильно розбавлених розчинів AlCl_3 (t_1) і CaO_2 (t_2) однакової моляльної концентрації:
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 зменшенню 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. 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) $\Delta G^\circ \text{H}_2\text{O} < \Delta G^\circ \text{CH}_3\text{COOH}$.

3.1. СИЛЬНІ ЕЛЕКТРОЛІТИ. АКТИВНІСТЬ ІОНІВ

Електроліти, практично повністю дисоціюючи у водних розчинах, називають 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 міжіонного взаємодії помітно проявляються навіть при малій концентрації електроліту. У результаті іони виявляються не цілком вільними у своєму русі, і всі властивості електроліту, що залежать від числа іонів, проявляються слабше, ніж варто було б очікувати при повній дисоціації електроліту на іони, що не взаємодіють між собою. Тому для опису стану іонів в 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 розведених розчинах ($C_m \leq 0,5$ моль/л) природа іона слабо позначається на значенні його коефіцієнта активності. Наближено можна вважати, що в розведених розчинах коефіцієнт активності іона в даному розчиннику залежить тільки від заряду іона і іонної сили розчину (I), яка дорівнює напівсумі добутків 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 розведених 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 9. Обчислити іонну силу і активність іонів у розчині, що містить 0,01 моль/л MgSO_4 і 0,01 моль/л MgCl_2 .

Рішення. Іонна сила розчину дорівнює?

$$I = 0,5 \cdot (C_{\text{Mg}^{2+}} \cdot 2^2 + C_{\text{SO}_4^{2-}} \cdot 2^2 + C_{\text{Cl}^-} \cdot 1^2) = 0,5 (0,02 \cdot 4 + 0,01 \cdot 4 + 0,02) = 0,07$$

Коефіцієнт активності іона Mg^{2+} (і рівний йому коефіцієнт активності іона SO_4^{2-}) 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

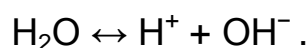
при вирішенні завдань цього розділу слід за необхідності користуватися табл. 9 Додатків, де наведені значення коефіцієнтів активності іонів.

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 по обом ступеням.

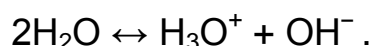
4. Обчислити іонну силу і активність іонів у розчині, що містить 0,01 моль/л $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ і 0,01 моль/л CaCl_2 .
5. Обчислити іонну силу і активність іонів в 0,1%-ном (за масою) розчині BaCl_2 . Щільність розчину прийняти рівною одиниці.
6. Розрахувати активність іона водню в 0,005н. розчині HCl , що 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.

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 наступний 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 мала, то рівноважна концентрація недисоційованих 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, так що 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 $K_{\text{H}_2\text{O}}$, що дорівнює добутку концентрацій іонів H^+ і OH^- , являє собою постійну при даній температурі величину і називається *іонним добутком води*.

Строго кажучи, постійною величиною є добуток не концентрацій, а активностей іонів

$$K_{H_2O} = a_{H^+} \cdot a_{OH^-}.$$

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°C складають 10^{-7} моль/л. Звідси випливає, що при цій температурі $K_{H_2O} = 10^{-14}$. Оскільки дисоціація води – ендотермічний процес, то з ростом температури вона посилюється, і значення K_{H_2O} зростає. Нижче наведені значення K_{H_2O} при різних температурах, а також часто вживані в розрахунках значення pK_{H_2O} – негативні логарифми іонного добутку води:

t, °C	10	18	25	37	50	60	80	100
$K_{H_2O} \cdot 10^{-14}$	0,29	0,57	1,00	2,47	5,47	9,61	25,10	55,00
pK_{H_2O}	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°C в нейтральному розчині

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

У кислих розчинах $[H^+] > [OH^-]$, в лужних розчинах $[H^+] < [OH^-]$.

Замість концентрацій іонів H^+ і OH^- зручніше користуватися їх десятковими логарифмами, взятими з протилежним знаком; ці величини позначаються символами pH і pOH і називаються відповідно *водневим* і *гідроксильним показниками*:

$$pH = -\lg [H^+];$$

$$pOH = -\lg [OH^-]$$

Логарифмуя співвідношення

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_{H_2O}$$

і міняючи знаки на зворотні, отримаємо:

$$pH + pOH = pK_{H_2O}.$$

Зокрема, при 25°C

$$pH + pOH = 14.$$

При цій температурі:

в нейтральних розчинах $pH = 7$,

в кислих $pH < 7$,

в лужних $pH > 7$.

Приклад 10. Концентрація іонів водню в розчині дорівнює $4 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Визначити pH розчину.

Рішення. Округляючи значення логарифма до 0,01, отримаємо:

$$pH = -\lg(4 \cdot 10^{-3}) = -3,60 = -(-3 + 0,60) = 2,40$$

Приклад 11. Визначити концентрацію іонів водню в розчині, pH якого дорівнює 4,60.

Рішення. 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 12. Чому дорівнює концентрація гідроксид-іонів у розчині, pH якого дорівнює 10,80?

Рішення. 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

$$[\text{OH}^-] = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Приклад 13. Визначити концентрації HCO_3^- і CO_3^{2-} в 0,01М розчині вугільної кислоти, якщо рН цього розчину дорівнює 4,18.

Рішення. Знайдемо концентрацій іонів водню в розчині:

$$-\lg [\text{H}^+] = 4,18;$$

$$\lg [\text{H}^+] = -4,18 = 5,82;$$

$$[\text{H}^+] = 6,61 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Тепер, скориставшись даними табл. 6 Додатків, запишемо вираз для константи дисоціації вугільної кислоти по першій ступені

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,45 \cdot 10^{-7}.$$

Підставляючи значення $[\text{H}^+]$ і $[\text{H}_2\text{CO}_3]$, 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 по другому щаблі і знаходимо значення

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,69 \cdot 10^{-11}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 4,69 \cdot 10^{-11} \cdot 6,73 \cdot 10^{-5} : (6,61 \cdot 10^{-5}) = 4,8 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

При необхідності більш точних розрахунків для характеристики стану іонів H^+ в розчині слід обчислювати не рН, а $\text{p}a_{\text{H}^+}$ – величину, рівну негативному логарифму активності іонів водню в розчині:

$$\text{p}a_{\text{H}^+} = -\lg a_{\text{H}^+} = -\lg(f_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{H}^+}).$$

ЗАДАЧІ

При вирішенні завдань цього розділу слід за необхідності користуватися табл. 8 і 9 Додатків. За відсутності спеціальних вказівок передбачається, що розчини знаходяться при 20 – 25°C, тому можна вважати, що $K_{H_2O} = 10^{-14}$.

1. Знайти молярну концентрацію іонів H^+ у водних розчинах, в яких концентрація гідроксид-іонів (у моль/л) становить:
а) 10^{-4} ; б) $3,2 \cdot 10^{-6}$; в) $7,4 \cdot 10^{-11}$.
2. Знайти молярну концентрацію іонів OH^- у водних розчинах, в яких концентрація іонів водню (у моль/л) дорівнює:
а) 10^{-3} ; б) $6,5 \cdot 10^{-8}$; в) $1,4 \cdot 10^{-12}$.
3. Обчислити рН розчинів, в яких концентрація іонів H^+ (в моль/л) дорівнює:
а) $2 \cdot 10^{-7}$; б) $8,1 \cdot 10^{-3}$; в) $2,7 \cdot 10^{-10}$.
4. Обчислити рН розчинів, в яких концентрація іонів OH^- (у моль/л) дорівнює:
а) $4,6 \cdot 10^{-4}$; б) $5 \cdot 10^{-6}$; в) $9,3 \cdot 10^{-9}$.
5. Обчислити рН 0,01н. розчину оцтової кислоти, в якому ступінь дисоціації кислоти дорівнює 0,042.
6. Визначити рН розчину, в 1 л якого міститься 0,1 г NaOH. Дисоціацію лугу вважати повною.
7. У скільки разів концентрація іонів водню в крові (рН = 7,36) більше, ніж у спинномозковій рідині (рН = 7,53)?
8. Визначити $[H^+]$ і $[OH^-]$ в розчині, рН якого дорівнює 6,2.
9. Обчислити рН наступних розчинів слабких електролітів:
а) 0,02м NH_4OH ; б) 0,1м HCN ;
в) 0,05 н. $HCOOH$; г) 0,01м CH_3COOH .
10. Яка концентрація розчину оцтової кислоти, рН якого дорівнює 5,2?
11. Використовуючи дані табл. 4 Додатків, знайти p_{aH^+} 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 прийняти рівними одиниці.

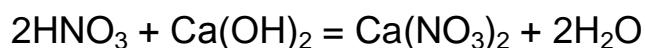
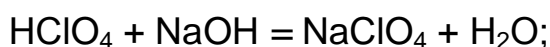
14. Обчислити рН 0,1н. розчину оцтової кислоти, що містить, крім того, 0,1 моль/л CH_3COONa . Коефіцієнти активності іонів вважати рівними одиниці.

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

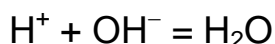
- Вказати, які з лав перерахованих нижче кислот відповідають зростанню рН в розчинах однакової молярної концентрації:
а) HCN , HF , HOCl , HCOOH , CH_2ClCOOH ;
б) HNO_3 , HNO_2 , CH_3COOH , HCN ;
в) HCl , CH_2ClCOOH , HF , H_3BO_3 .
- В 0,01 н. розчині одноосновної кислоти $\text{pH} = 4$. Яке твердження про силу цієї кислоти правильне:
а) кислота слабка, б) кислота сильна?
- Як зміниться кислотність 0,2 н. розчину HCN при введенні в нього 0,5 моль/л KCN :
а) зросте; б) зменшиться; в) не зміниться?
- Як треба змінити концентрацію іонів водню в розчині, щоб рН розчину збільшився на одиницю:
а) збільшити в 10 разів,
б) збільшити на 1 моль/л;
в) зменшити в 10 разів;
г) зменшити на 1 моль/л?
- 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) $6,02 \cdot 10^{10}$?
- Як зміниться рН води, якщо к 10 л її додати 10^{-2} моль NaOH :
а) зросте на 2, б) зросте на 3,
в) зросте на 4; г) зменшиться на 4?
- Чому дорівнює рН нейтрального розчину при 50°C :
а) 5,5; б) 6,6; в) 7,0?

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, що 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 гази записуються в молекулярній формі, а сильні електроліти, що знаходяться в розчині, – у вигляді складових їх іонів. Наприклад, рівняння реакцій нейтралізації сильних кислот сильними основами

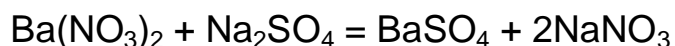
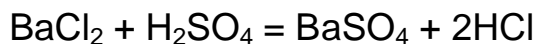


виражаються одним і тим же іонно-молекулярним рівнянням

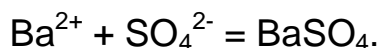


з якого випливає, що сутність цих процесів зводиться до утворення з іонів водню і гідроксид-іонів малодисоційованих електроліту – води.

Аналогічно рівняння реакцій:



висловлюють один і той же процес утворення з іонів Ba^{2+} і SO_4^{2-} осаду малорозчинного електроліту – сульфату барію:

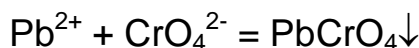
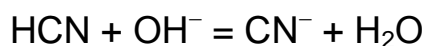
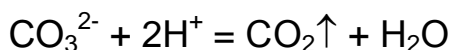
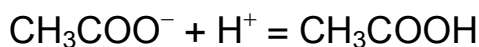


Розглянуті приклади показують, що

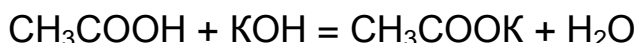
обмінні реакції в розчинах електролітів протікають у напрямку зв'язування іонів, що приводить до утворення малорозчинних речовин (осаду або газів) або молекул слабких електролітів.

Приклад 1. Записати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій між такими речовинами: CH_3COONa і H_2SO_4 ; Na_2CO_3 і HNO_3 ; HCN і Ca(OH)_2 ; $\text{Pb(NO}_3)_2$ і K_2CrO_4 .

Рішення. Оскільки CH_3COOH , HCN і H_2O – слабкі електроліти, а CO_2 і PbCrO_4 – малорозчинні у воді речовини, шукані рівняння будуть мати наступний вигляд:

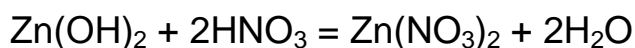


У тих випадках, коли малорозчинні речовини (або слабкі електроліти) є як серед вихідних речовин, так і серед продуктів реакції, рівновага зміщується в бік утворення найменш розчинних або найменш дисоційованих речовин. Наприклад, при нейтралізації слабкої кислоти сильною основою:

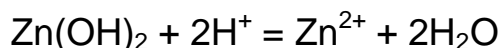


в реакції беруть участь два слабких електроліту – слабка кислота (CH_3COOH) і вода. При цьому рівновага виявляється сильно зміщеною в бік утворення більш слабого електроліту – води, константа дисоціації якої ($1,8 \cdot 10^{-16}$) значно менше константи дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-5}$). Однак до кінця така реакція протікати не буде: в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул CH_3COOH та іонів OH^- , так що реакція розчину буде не нейтральною (як при нейтралізації сильної кислоти сильною основою), а слабо лужною.

Аналогічно при нейтралізації слабкої основи сильною кислотою



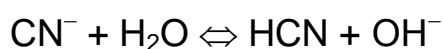
або



рівновага буде сильно зміщений вправо – у бік утворення більш слабого електроліту (води), але при досягненні рівноваги в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул основи та іонів H^+ ; реакція розчину буде слабо кислою.

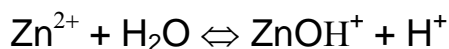
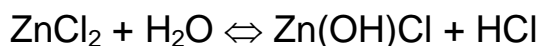
Таким чином, реакції нейтралізації, в яких беруть участь слабкі кислоти або основи – зворотні. Це означає, що при розчиненні у воді солі, до складу якої входить аніон слабкої кислоти або катіон слабкої основи, протікає процес гідролізу – обмінної взаємодії солі з водою, в результаті якої утворюється слабка кислота або слабка основа.

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою, то в результаті гідролізу в розчині утворюються гідроксид-іони і він набуває лужну реакцію, наприклад:

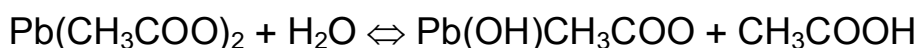


Як видно, в подібних випадках гідролізу піддається аніон солі.

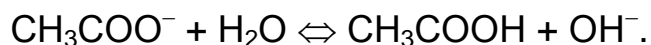
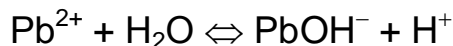
При гідролізі солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою, гідролізу піддається катіон солі; при цьому в розчині зростає концентрація іонів водню, і він набуває кислу реакцію, наприклад,



При взаємодії з водою солі, утвореної слабкою кислотою і слабкою основою, гідролізу піддаються як катіон, так і аніон солі, наприклад, при гідролізі ацетату свинцю:



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. Якщо $K_{\text{кисл}} > K_{\text{осн}}$, то катіон солі гідролізується більшою мірою, ніж аніон, так що концентрація іонів H^+ в розчині буде більше концентрації гідроксид-іонів і реакція розчину буде

слабо кислою. Нарешті, якщо $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$, то гідролізу піддається переважно аніон солі і реакція розчину буде слабо лужною.

Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, що не гідролізуються, так як в цьому випадку зворотна гідролізу реакція нейтралізації практично необоротна, тобто протікає до кінця.

Гідроліз солі, утвореної слабкою кислотою НА та сильною основою, характеризується константою гідролізу $K_{\text{Г}}$:

$$K_{\text{Г}} = \frac{[\text{OH}^-][\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}}$$

де $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – іонний добуток води.

Останнє співвідношення показує, що

чим слабкіше кислота, тобто чим менше константа її дисоціації, тим більше константа гідролізу утвореної нею солі.

Аналогічно для солі слабкої основи MeOH і сильної кислоти:

$$K_{\text{Г}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{MeOH}]}{[\text{Me}^+]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн}}}.$$

Звідси випливає, що $K_{\text{Г}}$ тим більше, чим менше $K_{\text{осн}}$, Тобто чим слабкіше підставу MeOH.

Ступенем гідролізу (h) називається частка електроліту, що піддалася гідролізу. Він пов'язаний з константою гідролізу $K_{\text{Г}}$ рівнянням, аналогічним закону розбавлення Оствальда для дисоціації слабого електроліту:

$$K_{\text{Г}} = \frac{h^2 C_{\text{М}}}{1 - h}.$$

Найчастіше гідролізована частина солі дуже мала, а концентрація продуктів гідролізу незначна. У подібних випадках $h < 1$, і в знаменнику останньої формули цією величиною можна знехтувати. Тоді зв'язок між $K_{\text{Г}}$ і h виразиться простішими співвідношеннями:

$$K_{\text{Г}} = h^2 C_{\text{М}}$$

або

$$h = \sqrt{\frac{K_2}{C_M}}$$

З останнього рівняння випливає, що

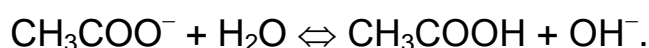
ступінь гідролізу даної солі тим більше, чим менше її концентрація;

інакше кажучи,

при розведенні розчину гідроліз солі ступінь її гідролізу зростає.

Приклад 2. Обчислити ступінь гідролізу ацетату калію в 0,1м розчині і рН розчину.

Рішення. Рівняння реакції гідролізу:



Для обчислення ступеня гідролізу насамперед знайдемо константу гідролізу, скориставшись значенням константи дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-3}$), наведеною в табл. 8 Додатків:

$$K_2 = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-3}} = 5,56 \cdot 10^{-10}.$$

Тепер знайдемо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{\frac{K_2}{C_M}} = \sqrt{\frac{5,56 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}.$$

Для обчислення рН слід взяти до уваги, що в результаті гідролізу кожного аніону CH_3COO^- утворюється один гідроксид-іон. Якщо вихідна концентрація гідролізуються аніонів C_M моль/л, а гідролізу піддалася частка h цих аніонів, то при цьому утворилося C_M моль/л іонів OH^- . Таким чином

$$[\text{OH}^-] = h \cdot C_M = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

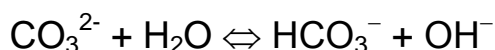
Отже:

$$pOH = -\lg [OH^-] = -\lg (7,5 \cdot 10^{-6}) = -(6,88) = -(-5,12) = 5,12.$$

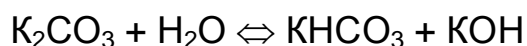
Звідси:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 5,12 = 8,88.$$

Гідроліз солей, утворених слабкими багатьма основними кислотами (див. табл. 8 Додатків), протікає ступенчасто, 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^-



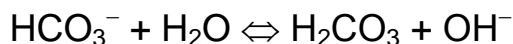
або в молекулярній формі:



Це – перша ступінь гідролізу. Відповідна константа гідролізу визначається значенням константи дисоціації утворюється при гідролізі кислоти (HCO_3^-), тобто другою константою дисоціації вугільної кислоти H_2CO_3 ($4,7 \cdot 10^{-11}$):

$$K_{\mathcal{Z}_1} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{кисл } 2}} = \frac{10^{-14}}{4,7 \cdot 10^{-11}} = 2,1 \cdot 10^{-4}.$$

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:

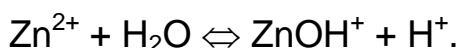
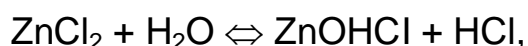


Константа гідролізу по другій ступені визначається значенням першої константи дисоціації вугільної кислоти ($4,5 \cdot 10^{-7}$):

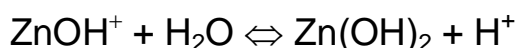
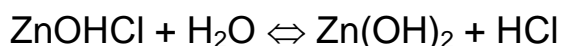
$$K_{\mathcal{Z}_2} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{кисл } 1}} = \frac{10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-7}} = 2,2 \cdot 10^{-8}.$$

Як видно $K_{г2} \ll K_{г1}$. Це пов'язано з тим, що константа дисоціації кислоти по першій ступені, як правило, значно більше константи дисоціації за другої ступені. Тому при наближених розрахунках, пов'язаних з гідролізом солей слабких багатих основних кислот, можна брати до уваги тільки гідроліз по першій ступені.

Також ступенчасто протікає гідроліз солей, утворених слабкими основами багатих валентних металів (див. табл. 8 Додатків). У результаті гідролізу по першій ступені утворюється основна сіль, наприклад:



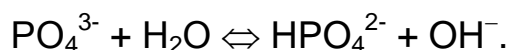
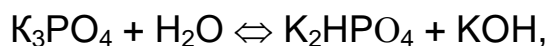
Другий ступінь гідролізу є взаємодія з водою основної солі, що утворилася (або, точніше, утворився гідроксокатіон):



У подібних випадках $K_{г1}$ значно перевищує $K_{г2}$, і якщо не пов'язувати утворюються іони H^+ , то гідроліз по другому щаблі практично не протікає.

Приклад 3. Визначити pH 0,1м розчину ортофосфата калію.

Рішення. Будемо вважати, що гідроліз практично протікає тільки по першій ступені:



Константа гідролізу по цієї ступені визначається константою дисоціації слабкої кислоти, що утворилася HPO_4^{2-} , тобто третьої константою дисоціації ортофосфорної кислоти ($1,3 \cdot 10^{-12}$):

$$K_{г1} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_3} = \frac{10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-12}} = 7,7 \cdot 10^{-3}.$$

Знаходимо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{\frac{K_{z1}}{C_M}} = \sqrt{\frac{7,7 \cdot 10^{-3}}{0,1}} = 2,8 \cdot 10^{-2}.$$

Концентрація утворилися гідроксид-іонів дорівнює $h \cdot C_M$, тобто:

$$[\text{OH}^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 2,8 \cdot 10^{-3},$$

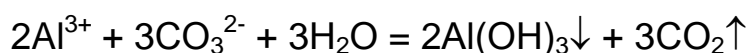
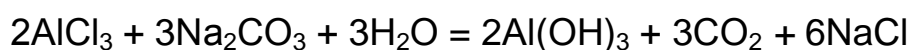
звідки

$$\text{pOH} = -\lg(2,8 \cdot 10^{-3}) = 2,55.$$

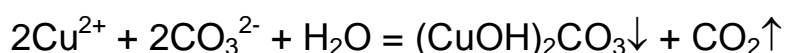
Остаточного отримуємо:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,45.$$

Якщо в розчин гідролізу солі ввести реактив, зв'язуючий 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^- будуть нейтралізувати один одного, що викличе 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 $\text{Al}(\text{OH})_3$:



В осад у подібних випадках випадає найменш розчинна сіль з можливих продуктів гідролізу. Так, розчинність карбонату гідроксомеді $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ менше, ніж гідроксиду міді $\text{Cu}(\text{OH})_2$. 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 зміщене 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

1. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій, що призводять до утворення малорозчинних опадів чи газів:

- а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KJ}$; 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) $\text{Na}_2\text{SO}_4 +$

2. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій, що призводять до утворення малодисоційованих сполук:

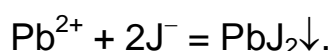
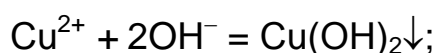
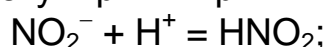
- а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$; б) $\text{FeS} + \text{HCl}$; в) $\text{HCOOK} + \text{HNO}_3$;
г) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2$; д) $\text{NaOCl} + \text{HNO}_3$.

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.

4. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються наступними іонно-молекулярними рівняннями:



5. 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) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH}$ (надлишок);
е) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$; ж) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$ (надлишок).

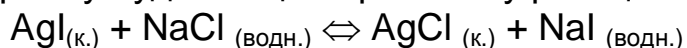
Для кожного випадку вказати причину зсуву рівноваги в бік прямої реакції.

6. Які з перелічених солей піддаються гідролізу: NaCN , KNO_3 , KOC , NaNO_2 , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, CaCl , NaClO_4 , KHCOO , KBr ? Для кожної з солей, що гідролізуються, написати рівняння гідролізу в іонно-молекулярній формі і вказати реакцію (рН) її водного розчину.
7. Вказати, які з перерахованих солей піддаються гідролізу: ZnBr_2 , K_2S , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, MgSO_4 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, K_2CO_3 , Na_3PO_4 , CuCl_2 . Для кожної з солей, що гідролізуються, написати в молекулярної і в іонно-молекулярній формі рівняння гідролізу по кожному ступені, вказати реакцію водного розчину солі.
8. Напишіть молекулярні повні та скорочені іонно-молекулярні рівняння реакції взаємодії між такими речовинами у водному розчині:
 а) K_2S і HCl ; б) NiSO_4 і NaOH ; в) $\text{Al}(\text{OH})_3$ і NaOH ;
 г) NaHCO_3 і KOH ; д) $(\text{CuOH})\text{NO}_3$ і HNO_3 .
9. 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 , $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3$, NaCl
3.	CdCl_2 , Na_2CO_3 , ZnSO_4	4.	$\text{Pb}(\text{NO}_3)$, Na_2CO_3 , CrCl_3
5.	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, Na_2S , $\text{SbCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$	6.	$\text{Pb}(\text{NO}_3)$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, K_2S
7.	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, K_2SO_4 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	8.	Na_2CO_3 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
9.	NiSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_3	10.	Na_2CO_3 , CuCl_2 , KCN
11.	NiSO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_4	12.	K_2SO_3 , NiSO_4 , KCN
13.	ZnSO_4 , CuCl_2 , K_2CO_3	14.	K_2SO_3 , $\text{FeCl}_3 + \text{KJ}$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$
15.	ZnSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_3	16.	FeSO_4 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_4

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

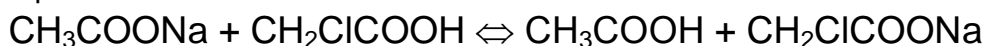
1. У якому напрямку буде зміщено рівновагу реакції:



а) у напрямку прямої реакції;

б) у напрямку зворотної реакції?

2. У якому напрямку буде зміщено 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 pH:

а) $\text{NH}_4\text{Cl} - \text{NaNO}_3 - \text{CH}_2\text{ClCOONa} - \text{NaF} - \text{CH}_3\text{COONa} - \text{NaCN}$;

б) $\text{NaCN} - \text{CH}_3\text{COONa} - \text{NaF} - \text{CH}_2\text{ClCOONa} - \text{NaNO}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$.

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 pH від 5 до 8,3. Яке буде забарвлення лакмус 0,001М у розчині ацетату натрію CH_3COONa ($K_r = 5,6 \cdot 10^{-9}$):

а) червона, б) фіолетова, в) синя?

7. Індикатор метиловий оранжевий змінює забарвлення від червоного до жовтого в інтервалі pH від 3,2 до 4,4. Яке буде

забарвлення 0,1м водного розчину ацетату амонію $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, що містить метиловий помаранчевий:

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 в рівній мірі;

б) у однієї солі гідролізується катіон, в іншій – аніон.

Тема V. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

1. ОКИСЛЮВАЛЬНО – ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Окислювально-відновними називаються такі реакції, в результаті яких змінюється ступінь окислення одного або декількох елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Ступінь окислення елемента в сполуці визначається як число електронів, зміщених від атома даного елемента до інших атомів (при позитивній окисненні) або від інших атомів до атома даного елемента (при негативному окисненні).

Для обчислення ступеня окислення елемента в сполуці слід виходити з таких положень:

- 1) ступеня окислення елементів у простих речовинах приймаються рівними нулю;
- 2) алгебраїчна сума ступенів окислювання всіх атомів, що входять до складу молекули, дорівнює нулю;
- 3) постійний ступінь окислення у сполуках виявляють лужні метали (+1), метали головної підгрупи II групи, цинк і кадмій (+2);
- 4) водень проявляє ступінь окислення +1 у всіх сполуках, крім гідридів металів (NaH , CaH_2 і т.п.), де його ступінь окислення дорівнює -1;
- 5) ступінь окислення кисню в сполуках дорівнює -2, за винятком пероксидів (-1) і фториду кисню OF_2 (+2).

Виходячи зі сказаного, легко, наприклад, встановити, що у сполуках



ступінь окислення азоту відповідно дорівнює:

-3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5.

Віддача атомом електронів, що супроводжується підвищенням його ступеня окислення, називається *окисленням*; приєднання атомом електронів, що приводить до зниження його ступеня окислення, називається *відновленням*.

Речовина, до складу якого входить елемент, що окислюється, називається *відновником*; речовина, що містить відновлюється елемент, називається *окислювачем*.

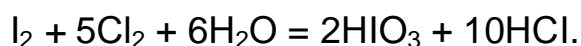
Елементи, що знаходяться у вищій ступеня окислення, можуть тільки відновлюватися, так як їх атоми здатні лише приймати електрони: сірка в ступеня окислення +6 (H_2SO_4), азот +5 (HNO_3 і нітрати), марганець +7 (перманганати) хром +6 (хромати та дихромати), свинець +4 (PbO_2) і ін..

Навпаки, елементи, що знаходяться в нижчого ступеня окислення, можуть тільки окислюватися, оскільки їх атоми здатні лише віддавати електрони: сірка в степені окислення -2 (H_2S і сульфіди), азот -3 (NH_3 і його похідні), йод -1 (HI і іодіди) та ін..

Речовини, що містять елементи в проміжних ступенях окислення, володіють окислювально-відновної двоякістю.

Нижче наведено типові приклади сполук, здатних виявляти як окислювальні, так і відновні властивості.

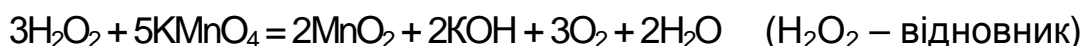
1. *Йод у вільному стані*, незважаючи на більш виражену окислювальну функцію, здатний при взаємодії з сильними окислювачами грати роль відновника, наприклад:



Крім того, у лужному середовищі для всіх галогенів, виключаючи фтор, характерні реакції диспропорціонування:



2. *Пероксид водню* H_2O_2 містить кисень у ступеня окислення -1, який у присутності відновників може знижувати ступінь окислення до -2, а при взаємодії з окислювачами здатний підвищувати ступінь окислення і перетворюватися на вільний кисень:



3. *Азотиста кислота і нітриту*, виступаючи в якості відновників за рахунок іона NO_2 , окислюються до азотної кислоти або її солей:

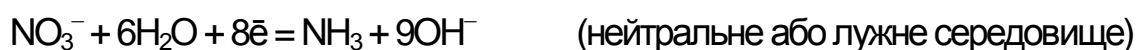
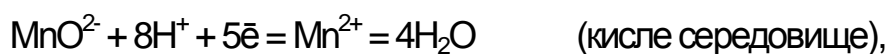


1.1. СКЛАДАННЯ РІВНЯНЬ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій рекомендується дотримуватися наступного порядку:

- 1) скласти схему реакції із зазначенням вихідних і кінцевих речовин, відзначити елементи, що змінюють в результаті реакції ступінь окислення, знайти окислювач і відновник.
- 2) скласти схеми напівреакцій окислення і відновлення з зазначенням вихідних і тих іонів або молекул, що утворюються в реально існуючих умовах реакції.
- 3) Зрівняти число атомів кожного елемента в лівій і правій частинах напівреакцій; при цьому слід пам'ятати, що у водних розчинах в реакціях можуть брати участь молекули H_2O , іони H^+ або OH^- .
- 4) Зрівняти сумарне число зарядів в обох частинах кожній напівреакції; для цього додати до лівої і правої частин напівреакції необхідне число електронів.
- 5) Підібрати множники (основні коефіцієнти) для напівреакцій так, щоб число електронів, що віддаються при окисленні, дорівнювало числу електронів, прийнятих при відновленні.
- 6) Скласти рівняння напівреакцій з урахуванням знайдених основних коефіцієнтів.
- 7) Розставити коефіцієнти в рівнянні реакції.

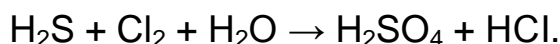
Слід мати на увазі, що у водних розчинах зв'язування надлишкового кисню і приєднання кисню відновником відбуваються по-різному: в кислому, нейтральному і лужному середовищах. У кислих розчинах надлишок кисню зв'язується іонами водню з утворенням молекул води, а в нейтральних і лужних – молекулами води з утворенням гідроксид-іонів, наприклад:



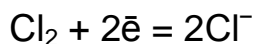
Приєднання кисню відновником здійснюється в кислому і нейтральному середовищах за рахунок молекул води з утворенням іонів водню, а в лужному середовищі – за рахунок гідроксид-іонів з утворенням молекул води, наприклад:



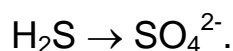
Приклад 1. Закінчити рівняння реакції окислення сірководню хлорного водою, яке протікає за схемою:



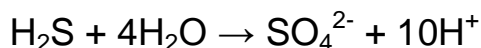
Рішення. У ході реакції ступінь окислення хлору знижується від 0 до -1 (хлор відновлюється), а сірки – підвищується від -2 до $+6$ (сірка окислюється). Рівняння напівреакції відновлення хлору:



При складанні рівняння напівреакції окислення сірки виходимо з схеми:



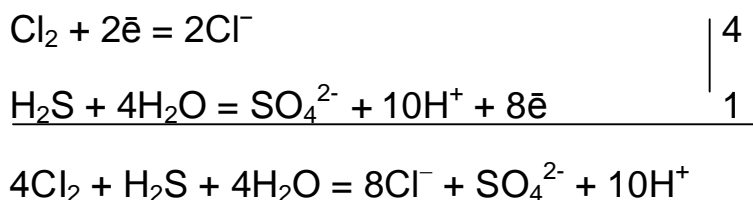
У ході цього процесу атом сірки зв'язується з чотирма атомами кисню, джерелом яких служать чотири молекули води. При цьому утворюються вісім іонів H^+ ; крім того, два іона H^+ вивільняються з молекули H_2S . Всього, отже, утворюються десять іонів водню:



Ліва частина схеми містить тільки незаряджені частки, а сумарний заряд іонів в правій частині схеми дорівнює $+8$. Отже, в результаті окислення вивільняються вісім електронів:



Оскільки ставлення чисел електронів, прийнятих при відновленні хлору і відданих при окисненні сірки, дорівнює $1 : 4$, то, складаючи рівняння напівреакцій відновлення та окислення, треба перше з них помножити на 4, а друге – на 1:

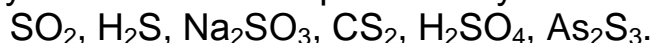


У молекулярній формі отримане рівняння має наступний вигляд:

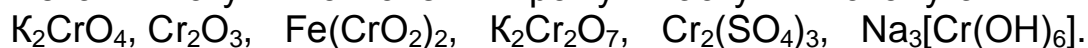


ЗАДАЧІ

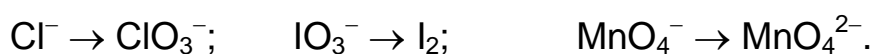
1. Визначити ступінь окислення сірки в наступних сполуках:



2. Визначити ступінь окислення хрому в наступних сполуках:



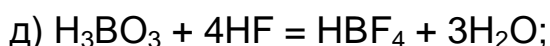
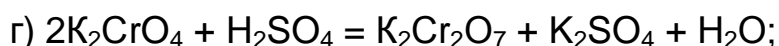
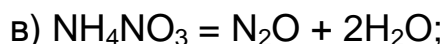
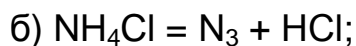
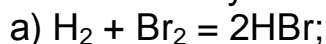
3. Вказати, які з наведених процесів являють собою окислення і які - відновлення:



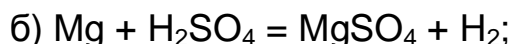
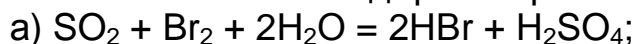
4. Вказати, в яких з наведених процесів відбувається окислення азоту і в яких – відновлення, як змінюється в кожному випадку ступінь окислення азоту:



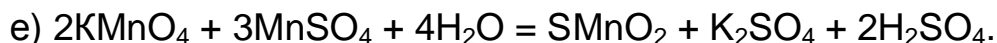
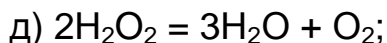
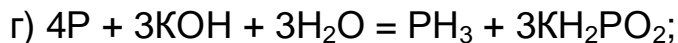
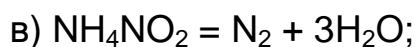
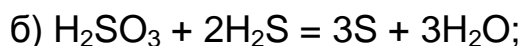
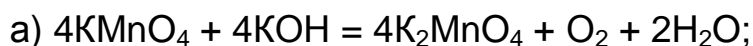
5. Які з наступних реакцій відносяться до окисно-відновних?



6. Для наступних реакцій вказати, які речовини і за рахунок яких саме елементів відіграють роль окислювачів і які - відновників:



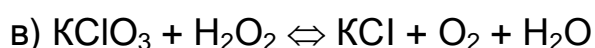
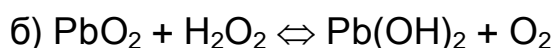
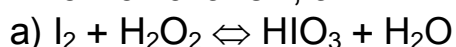
7. Які з наведених реакцій відносяться до реакцій міжмолекулярної окислення-відновлення, до реакцій внутрішньо молекулярного окиснення-відновлення та до реакцій диспропорційонування?



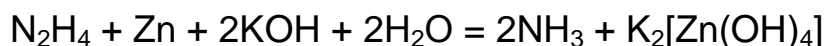
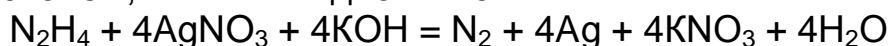
8. На основі електронної будови атомів вказати, чи можуть бути окислювачами: атоми натрію, катіони натрію, кисень у ступеня окислення -2, йод в ступені окислення 0, фторид-іони, катіони водню, нітрит-іони, гідрид-іони.

9. Які з перелічених речовин і за рахунок яких елементів проявляють зазвичай окислювальні властивості і які - відновлювальні? Вказати ті з них, які володіють окислювально-відновної подвійністю: H_2S , SO_2 , CO , Zn , F_2 , NaNO_3 , KMnO_4 , HOCl , H_3SbO_3 .

10. Вказати, в яких з наступних реакцій пероксид водню служить окислювачем, а в яких – відновником:

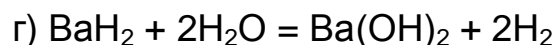
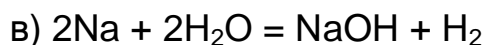
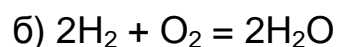
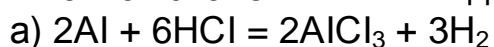


11. Вказати, в який з наведених реакцій гідразин N_2H_4 служить окислювачем, і в якій – відновником:

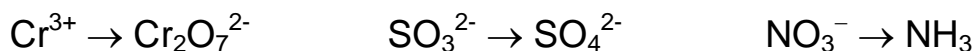
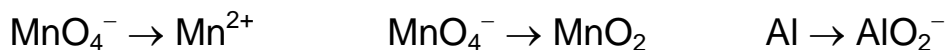
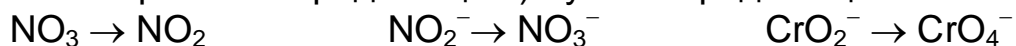


Як змінюється в кожному випадку ступінь окисленості азоту?

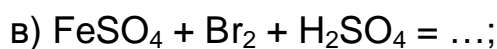
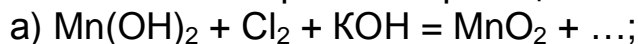
12. Скласти рівняння напівреакцій окислення і відновлення для наступних реакцій і визначити, в яких випадках водень служить окислювачем і в яких-відновником:



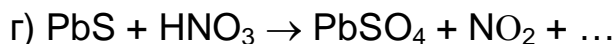
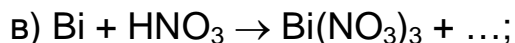
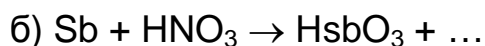
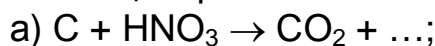
13. Скласти рівняння напівреакцій окислення або відновлення з урахуванням кислотності середовища: а) кисле середовище б) нейтральне середовище в) лужне середовище



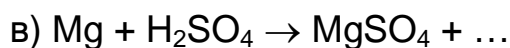
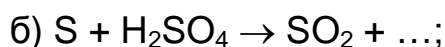
14. Закінчити рівняння реакцій:



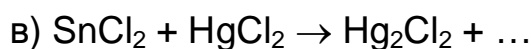
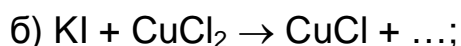
15. Закінчити рівняння реакцій, у яких окислювачем служить концентрована азотна кислота:



16. Закінчити рівняння реакцій, у яких окислювачем служить концентрована сірчана кислота:

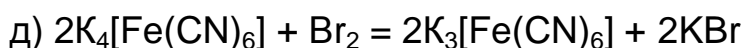
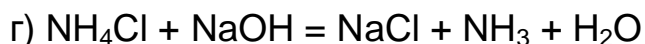
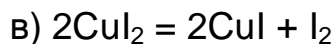
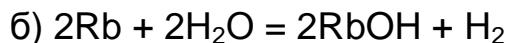
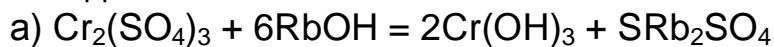


17. Закінчити рівняння реакцій:

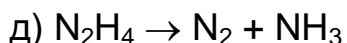
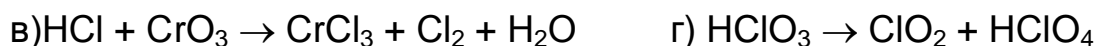
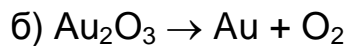
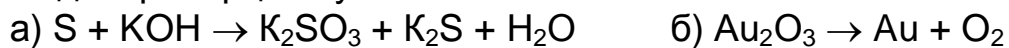


ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

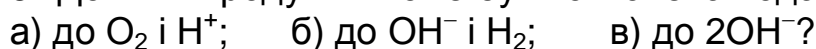
1. Вказати, які з перерахованих реакцій відносяться до окисно-відновних:



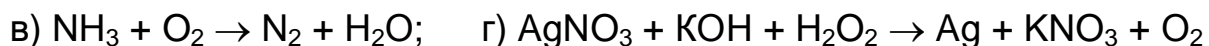
2. Серед наведених перетворень вказати реакції диспропорціонування:



3. До яких продуктів може бути окислена вода:



4. У яких із зазначених перетворень кисень виконує функції відновлювача:

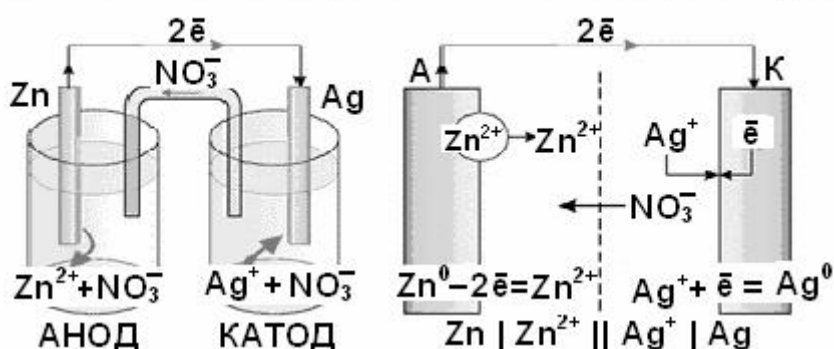


2. ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОЇ ЕНЕРГІЇ

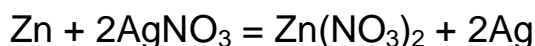
Якщо окислювально-відновну реакцію здійснити так, щоб процеси окислення і відновлення були просторово розділені, і створити можливість переходу електронів від відновника до окислювача по провіднику (зовнішній ланцюга), то в зовнішньому ланцюзі виникне спрямоване переміщення електронів – електричний струм. При цьому енергія хімічної окисно-відновної реакції перетворюється в електричну енергію. Пристрої, в яких відбувається таке перетворення, називаються *хімічними джерелами електричної енергії*, або *гальванічними елементами*.

Всякий гальванічний елемент складається з двох електродів – металів, занурених у розчини електролітів; останні сполучаються один з одним зазвичай через пористу перегородку. Електрод, на якому в ході реакції відбувається процес окислення, називається *анодом*; електрод, на якому здійснюється відновлення – *катодом*. При схематичному зображенні гальванічного елемента межа розділу між металом і розчином позначається вертикальною рисою, межа між розчинами електролітів – подвійною вертикальною рисою.

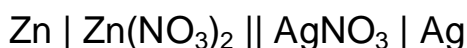
ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ І СХЕМА ЙОГО РОБОТИ



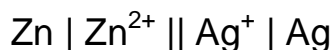
Наприклад, схема гальванічного елемента, в основі роботи якого лежить реакція:



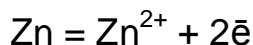
зображується наступним чином:



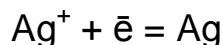
Ця ж схема може бути зображена у *іонній формі*:



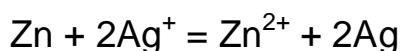
У даному випадку металеві електроди безпосередньо беруть участь у реакції, що відбувається. На аноді цинк окислюється:



і у формі іонів переходить в розчин, а на катоді срібло відновлюється:



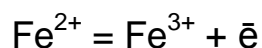
і у вигляді металу осідає на електроді. Складаючи рівняння електродних процесів (з урахуванням числа прийнятих електронів і тих що віддаються), отримуємо сумарне рівняння реакції:



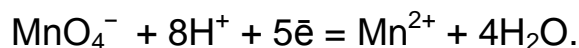
В інших випадках метал електрода не змінюється в ході електродного процесу, а бере участь лише в передачі електронів від відновленої форми речовини до його окисленої форми. Так, у гальванічному елементі:



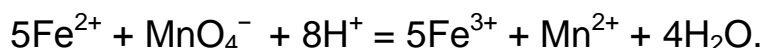
роль інертних електродів грає платина. На платиновому аноді окислюється залізо (II):



а на другому платиновому катоді відновлюється марганець (VII):



Помноживши перше з цих рівнянь на п'ять і склавши з другим, отримуємо сумарне рівняння реакції, що протікає у гальванічному елементі:



2.1. ЕЛЕКТРОРУШІЙНА СИЛА ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА

Максимальна напруга гальванічного елемента, що відповідає оборотному протіканню реакції, яка відбувається у ньому, називається *електрорушійною силою* (е.р.с.) елемента, яку будемо позначати буквою E .

Якщо реакція здійснюється в стандартних умовах, тобто, якщо всі речовини, які беруть участь у реакції, перебувають у своїх стандартних станах, то е.р.с., що спостерігається при цьому, називається *стандартною електрорушійною силою* E° даного елемента.

Е.р.с. гальванічного елемента може бути представлена як різниця двох *електродних потенціалів* φ , кожен з яких відповідає напівреакції, що протікає на одному з електродів. Так, для розглянутого вище срібно-цинкового елемента е.р.с. виражається різницею:

$$E = \varphi_{\text{Ag}} - \varphi_{\text{Zn}},$$

тут φ_{Ag} і φ_{Zn} – потенціали, що відповідають електродним процесам, які відбуваються відповідно на срібному і цинковій електродах.

При обчисленні електрорушійної сили меншій (в алгебраїчному сенсі) електродний потенціал віднімається від більшого потенціалу, тобто:

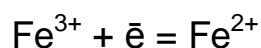
$$E = \varphi_{\text{КАТОДА}} - \varphi_{\text{АНОДА}}$$

Залежність електродного потенціалу від концентрацій речовин в електроліті виражається *рівнянням Нернста*:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{2,3 \cdot RT}{zF} \cdot \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]},$$

тут φ^0 – стандартний електродний потенціал металу (див. табл. 11 Додатків); R – газова постійна, T – абсолютна температура; F – постійна Фарадея (96500 Кл/моль); z – число електронів, що беруть участь в електродному процесі; $[\text{Ox}]$ і $[\text{Red}]$ – добутки концентрацій (активностей) речовин, які беруть участь у відповідній напівреакції в окисленої (Ox) і відновленої (Red) формах.

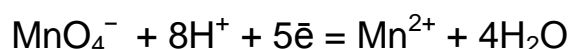
Наприклад, для електродного процесу:



маємо:

$$z = 1, \quad [\text{Ox}] = [\text{Fe}^{3+}], \quad [\text{Red}] = [\text{Fe}^{2+}].$$

Для напівреакції:



$$z = 5, \quad [\text{Ox}] = [\text{MnO}_4^-] [\text{H}^+]^8, \quad [\text{Red}] = [\text{Mn}^{2+}].$$

У розведених розчинах концентрацію води $[H_2O]$ можна вважати постійною величиною і включити її в величину φ^0 .

При здійсненні процесу в стандартних умовах концентрація (активність) кожної речовини, що бере участь в реакції, дорівнює одиниці, так що логарифмічний член рівняння Нернста обертається в нуль і, отже, $\varphi = \varphi^0$.

Таким чином, стандартним електродним потенціалом (φ^0) називається потенціал даного електрода при концентраціях (активностях) всіх речовин, що 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 $T = 25^\circ C$ ($298^\circ K$) наступний вигляд:

Електрод	Електродний процес	Уравнение Нернста
$Zn Zn^{2+}$	$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Zn$	$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{2} \lg [Zn^{2+}]$
$Ag Ag^+$	$Ag^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Ag$	$\varphi = \varphi^0 + 0,059 \lg [Ag^+]$
$Pt Fe^{2+}, Fe^{3+}$	$Fe^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons Fe^{2+}$	$\varphi = \varphi^0 + 0,059 \lg \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$

В якості електрода порівняння, стандартний потенціал якого вважається рівним нулю, прийнятий *стандартний водневий електрод*, на якому здійснюється процес:



при активності (концентрації) іонів водню, що дорівнює одиниці ($pH = 0$), і парціальному тиску газоподібного водню, що дорівнює нормальному атмосферному тиску, умовно приймається за одиницю.

Якщо, зберігаючи парціальний тиск H_2 постійним, змінити концентрацію (активність) іонів H^+ в розчині, то потенціал водневого електрода зміниться і не буде дорівнює нулю, при $25^\circ C$ його величина, як це впливає з рівняння Нернста, визначається виразом:

$$\varphi = -0,059 p a_{H^+}$$

або без урахування коефіцієнта активності:

$$\varphi = -0,059 \text{ pH} .$$

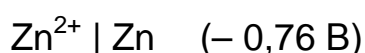
Зокрема, в нейтральних розчинах (pH = 7): $\varphi = -0,059 \cdot 7 \approx -0,41 \text{ В}$.

У табл. 12 Додатків для ряду електрохімічних систем наведені значення стандартних електродних потенціалів φ^0 , виміряних по відношенню до стандартного водневого електроду. Аналізуючи величини наведені в таблиці легко помітити, що:

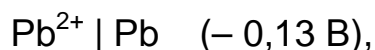
чим менше (в алгебраїчному сенсі) значення φ^0 , тим сильніше виражені відновні властивості відповідної електрохімічної системи; навпаки, чим більше значення φ^0 , тим більше сильними окисними властивостями характеризується система.

Приклад 1. Гальванічний елемент складається з металевого цинку, зануреного в 0,1М розчин нітрату цинку, і металевого свинцю, зануреного в 0,02М розчин нітрату свинцю. Обчислити е.р.с. елемента, написати рівняння електродних процесів, скласти схему елемента.

Рішення. Щоб визначити е.р.с. елемента, необхідно обчислити електродні потенціали. Для цього в табл. 12 Додатків знаходимо значення стандартних електродних потенціалів електродів системи:



і

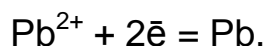


а потім розраховуємо значення електродних потенціалів φ аноду і катоду за рівнянням Нернста:

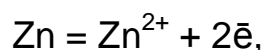
$$\varphi_{\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,1 = -0,76 + 0,030 \cdot (-1) = -0,79 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Pb}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,02 = -0,13 + 0,030 \cdot (-1,7) = -0,18 \text{ В}$$

Оскільки ($\varphi_{\text{Pb}} > \varphi_{\text{Zn}}$), то на свинцевому електроді буде відбуватися відновлення, тобто він буде служити катодом:



На цинковому електроді буде протікати процес окислення



тобто цей електрод буде анодом.

Знаходимо е.р.с. елемента:

$$E = \varphi_{\text{Pb}} - \varphi_{\text{Zn}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}.$$

Схема розглянутого гальванічного елемента має наступний вигляд:



Приклад 2. Обчислити потенціал срібного електрода в насиченому розчині AgBr ($DP = 6 \cdot 10^{-13}$), що містить, крім того, 0,1 моль/л броміду калію.

Рішення. Запишемо рівняння Нернста для системи Ag^+/Ag :

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059 \lg [\text{Ag}^+]$$

Значення φ^0 для цієї стандартного електрода складає (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:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{DP_{\text{AgBr}}}{[\text{Br}^-]} = \frac{6 \cdot 10^{-13}}{0,1} = 6 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

Тепер підставляємо значення φ^0 і $[\text{Ag}^+]$ в рівняння електродного потенціалу і розрахуємо потенціал срібного електрода:

$$\begin{aligned} \varphi &= 0,80 + 0,059 \lg (6 \cdot 10^{-12}) = 0,80 + 0,059 (-12 + 0,78) = \\ &= 0,80 + 0,059 (-11,22) = 0,80 - 0,66 = 0,14 \text{ В} \end{aligned}$$

Приклад 3. Обчислити активність іонів H^+ в розчині, в якому потенціал водневого електрода дорівнює -82 мВ.

Рішення. З рівняння

$$\varphi = - 0,059 \cdot p a_{H^+}$$

знаходимо:

$$p a_{H^+} = - \frac{\varphi}{0,059} = \frac{0,082}{0,059} = 1,39$$

Отже:

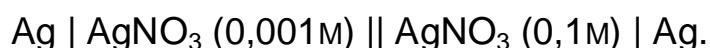
$$- \lg a_{H^+} = 1,39,$$

$$- \lg a_{H^+} = n - 1,39 = 2,61,$$

$$a_{H^+} = 0,041 \text{ моль/л}$$

Гальванічний елемент може бути складений не лише з різних, але і з однакових електродів, занурених у розчини одного і того ж електроліту, що розрізняються тільки концентрацією (так звані *концентраційні гальванічні елементи*). Як і в розглянутих вище випадках, е.р.с. такого елемента дорівнює різниці потенціалів складових його електродів.

Приклад 4. Визначити е.р.с. гальванічного елемента:



В якому напрямку будуть переміщатися електрони в зовнішній ланцюга при роботі цього елемента?

Рішення. Стандартний електродний потенціал системи Ag^+/Ag дорівнює 0,80 В. Позначивши потенціал лівого електрода через φ_1 , а правого – через φ_2 знаходимо:

$$\varphi_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,001 = 0,80 + 0,059 (-3) = 0,62 \text{ В},$$

$$\varphi_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,80 - 0,59 = 0,74 \text{ В}.$$

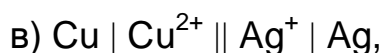
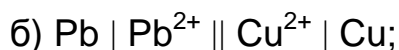
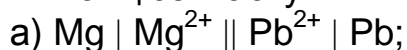
Оскільки $\varphi_1 < \varphi_2$, то лівий електрод буде служити негативним полюсом елемента і електрони будуть переміщатися в зовнішньому ланцюзі від лівого електрода до правого.

Обчислюємо е.р.с. елемента: $E = \varphi_2 - \varphi_1 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}.$

ЗАДАЧІ

при вирішенні завдань цього розділу в необхідних випадках слід користуватися таблицею стандартних електродних потенціалів (див. табл. 12 Додатків)

1. 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 е.р.с.
2. В якому напрямку будуть переміщатися електрони в зовнішньому ланцюзі наступних гальванічних елементів:



якщо всі розчини електролітів одномолярного? Який метал буде розчинятися в кожному з цих випадків?

3. Гальванічний елемент складається з срібного електрода, зануреного в 1М розчин AgNO_3 , і стандартного водневого електрода. Написати рівняння електродних процесів і сумарної реакції, що відбувається при роботі елемента. Чому дорівнює його е.р.с.?
4. Е.р.с. гальванічного елемента, що складається з стандартного водневого електрода і свинцевого електрода, зануреного в 1М розчин солі свинцю, дорівнює 126 мВ. При замиканні елемента електрони в зовнішньому ланцюзі переміщуються від свинцевого до водневого електроду. Чому дорівнює потенціал свинцевого електрода? Скласти схему елемента. Які процеси протікають на його електродах?
5. Розрахувати електродні потенціали магнію в розчинах його солі при концентраціях іона Mg^{2+} 0,1, 0,01 і 0,001 моль/л.
6. Обчислити потенціал водневого електрода, зануреного:
 - в чисту воду;
 - в розчин з $\text{pH} = 3,5$;
 - в розчин з $\text{pH} = 10,7$.
7. Потенціал водневого електрода в деякому водному розчині дорівнює -118 мВ. Обчислити активність іонів H^+ в цьому розчині.
8. Обчислити потенціал свинцевого електроду в насиченому розчині PbBr_2 , якщо $[\text{Br}^-] = 1$ моль/л, а $\text{ДР}(\text{PbBr}_2) = 9,1 \cdot 10^{-6}$.

9. Е.р.с. елемента, що складається з мідного і свинцевих електродів, занурених у 1М розчини солей цих металів, дорівнює 0,47 В. Чи зміниться е. д. с., якщо взяти 0,001М розчини? Відповідь обґрунтувати (провести розрахунки).
10. Гальванічний елемент складений із стандартного цинкового електрода і хромового електрода, зануреного в розчин, що містить іони Cr^{3+} . При якій концентрації іонів Cr^{3+} е.р.с. цього елемента буде дорівнювати нулю?
11. Які процеси відбуваються на електродах гальванічного елемента

$$\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} (\text{C}_1) \parallel \text{Zn}^{2+} (\text{C}_2) \mid \text{Zn}$$
 якщо $(\text{C}_1 < \text{C}_2)$?

В якому напрямку переміщуються електрони в зовнішній ланцюга?

12. 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 е.р.с. елемента.
13. Е.р.с. гальванічного елемента, складеного з двох водневих електродів, дорівнює 272 мВ. Чому дорівнює pH розчину, в який занурений анод, якщо катод занурений в розчин з $\text{pH} = 3$?
14. Мається 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 буде дорівнює 0,28 В?

15. У яких випадках електродний потенціал залежить від pH розчину? Як зміняться при зростанні pH електродні потенціали наступних 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.

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. 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?

2. 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?

3. Водневий електрод занурений у розчин з $\text{pH} = 0$. На скільки зміниться потенціал електрода, якщо розчин нейтралізувати до $\text{pH} = 7$:

а) збільшиться на 59 мВ,

б) збільшиться на 0,41 В;

в) зменшиться на 0,41 В;

г) зменшиться на 59 мВ?

4. Як зміниться е.р.с. гальванічного елемента



якщо в розчин, що містить іони свинцю, додати сірководень:

а) збільшиться;

б) зменшиться;

в) залишиться незмінною?

5. Яким з пропонованих способів можна збільшити е.р.с. гальванічного елемента:



а) зменшити концентрацію HCl у катода;

б) зменшити концентрацію HCl у анода;

в) збільшити концентрацію HCl у катода;

г) збільшити концентрацію HCl у анода?

6. Гальванічний елемент складений з двох водневих електродів, з яких один – стандартний. У якій із перерахованих розчинів слід занурити інший електрод для отримання найбільшої е.р.с.:

а) $0,1\text{M HCl}$,

б) $0,1\text{M CH}_3\text{COOH}$;

в) $0,1\text{M H}_3\text{PO}_4$?

7. Чи можна скласти такий гальванічний елемент, у зовнішньому ланцюзі якого електрони переміщалися б від електрода з більш позитивним стандартним потенціалом до електрода з більш негативним стандартним потенціалом? Дати пояснення.

3. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Електролізом називається сукупність процесів, що протікають при проходженні постійного електричного струму через систему, що складається з двох електродів і розплаву або розчину електроліту.

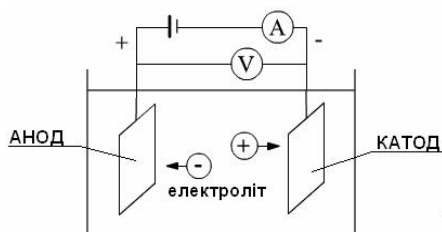


Схема електролізера – установки де здійснюють процес електролізу.

Як і в гальванічному елементі, електрод, на якому при електролізі відбувається відновлення, називається *катодом*, а електрод, на якому здійснюється процес окислення – *анодом*.

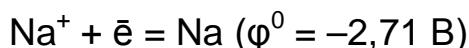
При складанні схем електролізу будь якої солі слід пам'ятати, що:

1. Катіони металів, що мають більший стандартний електродний потенціал (СЕР – див. табл. 11 Додатків), ніж у водню (від міді до золота включно), при електролізі практично повністю відновлюються на катоді;

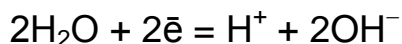
2. Катіони металів з невеликими значеннями СЕП (від літію до алюмінію включно) не відновлюються на катоді, а замість них відновлюються молекули води до водню;
3. Катіони металів, у яких значення СЕП менше, ніж у водню, але більше, ніж у алюмінію (від алюмінію до водню), при електролізі на катоді відновлюються одночасно з водою;
4. Якщо водний розчин містить суміш катіонів різних металів, наприклад Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} , то в цій суміші першим відновиться срібло, потім мідь і останнім – залізо;
5. На нерозчинному аноді в процесі електролізу відбувається окислення аніонів або молекул води, причому аніони S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- окислюються легко;
6. Якщо в розчині знаходяться аніони кисневмісних кислот SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , то на аноді окислюються молекули води до кисню;
7. Якщо анод розчинний, то при електролізі він сам піддається окисленню, тобто посилає електрони в зовнішній ланцюг: при віддачі електронів зміщується рівновага між електродом і розчином і анод розчиняється.

Приклад 1. Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину сульфату натрію з інертним анодом.

Рішення. Стандартний електродний потенціал системи

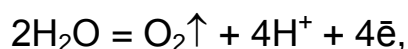


значно негативніше потенціалу водневого електрода в нейтральному водному середовищі ($-0,41 \text{ В}$). Тому на катоді буде відбуватися електрохімічне *відновлення* води, що супроводжується виділенням водню:

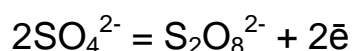


а іони Na^+ , що приходять до катода, будуть накопичуватися в прилеглий до нього частині розчину (у *катодному просторі*).

На аноді відбуватиметься електрохімічне *окислення* води, що приводить до виділення кисню:

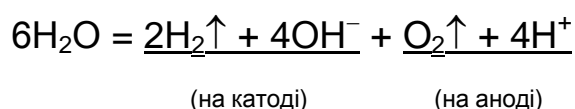


оскільки відповідає цій системі стандартний електродний потенціал (1,23 В) значно нижчий, ніж стандартний електродний потенціал (2,01 В), що характеризує систему:

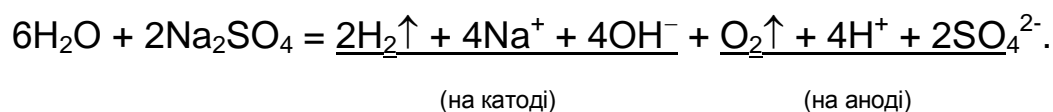


тому сульфат-аніони рухаються при електролізі до анода, та будуть накопичуватися в *анодному просторі*.

Множачи рівняння катодного процесу на два і складаючи його з рівнянням анодного процесу, отримуємо сумарне рівняння процесу електролізу:



Взявши до уваги, що одночасно відбувається накопичення іонів Na^+ в катодному просторі та 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).

Кількісна характеристика процесів електролізу визначається законами, встановленими Фарадеєм. Їм можна дати таке загальне формулювання (закон Фарадея):

маса електроліту, що піддалася перетворенню при електролізі, а також маси речовин, що утворюються на електродах, прямо пропорційні кількості електрики ($I \cdot \tau$), що пройшла через розчин або розплав електроліту, і еквівалентним масам відповідних речовин.

Закон Фарадея виражається наступним рівнянням:

$$m = \frac{M_{\text{екв.}} \cdot I \cdot \tau}{F},$$

де m – маса речовини, що утворилась або піддалась перетворенню; $M_{\text{екв.}}$ – еквівалентна маса речовини; I – сила струму; τ – час; F – постійна Фарадея (96500 Кл/моль), тобто кількість електрики, необхідна для здійснення електрохімічного перетворення одного еквівалента речовини.

Приклад 2. Струм силою 2,5 А, проходячи через розчин електроліту, за 30 хв. виділяє з розчину 2,77 г металу. Знайти еквівалентну масу металу.

Рішення. Вирішимо рівняння закону Фарадея щодо еквівалентної маси металу і підставимо в нього дані задачі ($m = 2,77$ г, $I = 2,5$ А, $\tau = 30$ хв. = 1800 с)

$$M_{\text{екв.}} = m \cdot F : (I \cdot \tau) = 2,77 \cdot 96500 : (2,5 \cdot 1800) = 59,4 \text{ г/моль}$$

Приклад 3. Струм силою 6 А пропускали через водний розчин сірчаної кислоти протягом 1,5 години. Обчислити масу води, яка розклалася при електролізі, і об'єми кисню та водню, які виділилися на електродах (умови нормальні).

Рішення. Масу води, що розклалася знаходимо з рівняння закону Фарадея, маючи на увазі, що 1,5 год = 5400с і $M_{\text{екв. H}_2\text{O}} = 9$ г/моль, розрахуємо масу води:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \cdot 6 \cdot 5400 : 96500 = 3,02 \text{ г}$$

При обчисленні об'ємів газів, що виділилися, представимо рівняння закону Фарадея в такій формі:

$$V = \frac{V_{\text{екв.}} \cdot I \cdot \tau}{F},$$

де V – об'єм газу, що виділився, л; $V_{\text{екв.}}$ – його еквівалентний об'єм, л/моль.

Оскільки при нормальних умовах еквівалентний об'єм водню дорівнює 11,2 л/моль, а кисню – 5,6 л/моль, то отримуємо:

$$V_{\text{H}_2} = \frac{11,2 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 3,76 \text{ л}; \quad V_{\text{O}_2} = \frac{5,6 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 1,88 \text{ л}.$$

ЗАДАЧІ

при вирішенні 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 в однаковій концентрації 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. Мається 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 водню. 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 через розчин нітрату срібла протягом 30 хв.
15. Скільки часу буде потрібно для повного розкладання 2 молей води струмом силою 2 А?
16. Як електролітичне отримати LiOH з солі літію? Яка кількість електрики необхідно для одержання 1 т LiOH ? Скласти схеми електродних процесів.

17. Знайти об'єм кисню (умови нормальні), який виділиться при пропущенні струму силою 6 А протягом 30 хв. через водний розчин KOH.
18. Знайти об'єм водню (умови нормальні), який виділиться при пропущенні струму силою в 3 А протягом 1 год через водний розчин H₂SO₄.
19. Яка кількість електрики буде потрібно для виділення з розчину:
а) 2 г водню, б) 2 г кисню?
20. При електролізі водного розчину Cr₂(SO₄)₃, струмом силою 2 А маса катода збільшилася на 8 г. Протягом якого часу проводили електроліз?
21. При електролізі водного розчину SnCl₂ на аноді виділилося 4,48 л хлору (умови нормальні). Знайти масу олова, що виділилось на катоді.
22. За 10 хв. з розчину платинової солі струм силою 5 А виділив 1,517 г Pt. Визначити еквівалентну масу платини.
23. Скільки грамів 30%-го розчину соляної кислоти буде потрібно для повної взаємодії з 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 мілілітрів 12%-го розчину KOH густиною 1,111 г/мл потрібно для взаємодії з алюмінієм (з утворенням тетрагідроксідалюміната 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.

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Який процес протікає при електролізі водного розчину хлориду олова (II) на олов'яному аноді:
а) $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\bar{e}$; б) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\bar{e}$, в) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e}$?

2. 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?
3. При електролізі водного розчину сульфату калію значення рН розчину в при електродному просторі зросла. До якого полюса джерела струму приєднаний електрод:
а) до позитивного, б) до негативного?
4. При електролізі водного розчину солі значення рН в при електродному просторі одного з електродів зросла. Розчин який солі піддався електролізу: а) KCl, б) CuCl_2 ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?
5. 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?
6. 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 моля Cu^{2+} ;
г) перейшло в розчин 0,05 моля Cu^{2+} ?

Тема VI. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ

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 термодинамічної 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, її називають *дисперсною фазою*. Суцільну фазу називають *дисперсійним середовищем*.



Фаза вважається дисперсною, якщо речовина в ній роздроблена хоча б в одному вимірі (по довжині, ширині або висоті).

Роздробленість призводить до різкого збільшення поверхні розділу фаз. Сучасна колоїдна хімія вивчає не тільки колоїдні розчини, а й усі дисперсні системи, в яких розміри часток не перевищують 10^{-2} см.

Виділяючи особливості дисперсних систем необхідно насамперед відзначити наступне:

1. Наявність великої питомої поверхні обумовлює 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 *термодинамічне не стійкими* системами, так як їх утворення супроводжується збільшенням вільної енергії системи (вимагає 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);
- 2) якщо дисперсійне середовище знаходиться у твердому стані, то можливо існування наступних 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 наступні дисперсні системи: Т/Г (дим, пил), Р/Г (туман), Г/Г (беручи до уваги, що гази необмежено розчиняються один в одному, системи такого типу зазвичай не розглядаються, хоча в газовому середовищі можливі гетерогенні утворення в результаті відхилення (флуктуації) щільності в гомогенному середовищі).

Дисперсні системи володіють великим запасом поверхневої енергії, тобто високим термодинамічним потенціалом. Тому, згідно з другим законом термодинаміки, вони схильні до скорочення площі поверхні розділу фаз, що повідомляє їм схильність до мимовільного злипання (злиття) часток дисперсної фази, що приводить до поділу фаз, розшаровуванню системи.

1. ДИСПЕРСНІСТЬ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ

Властивості дисперсних (колоїдних) систем в основному визначаються їх дисперсністю (подрібнення дисперсної фази) і значною мірою залежать від агрегатних станів їх фаз.

Мірою роздробленості дисперсної системи може служити дві величини:

1) *поперечний розмір* часток ***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 доводиться на одиницю об'єму (маси) дисперсної фази.

Обидві ці величини взаємопов'язані. Наприклад, чим менше розмір часток, тим більше 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.

Частиш 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 часток в системі;

m – маса однієї частинки, кг ($m = \rho \cdot v$);

ρ – щільність речовини, з якої утворені частинки, $\text{кг}/\text{м}^3$;

v – об'єм частинки, м^3 .

Для сферичної частинки радіуса r :

$$S_{\text{num}} = \frac{3}{r \cdot \rho} = (\text{м}^2/\text{кг}),$$

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 щільність масла $\rho = 1,05 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.

Рішення. Згідно з визначенням, дисперсність (D) це величина, зворотна мінімального 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 рівні:

$$d_{\text{руч.}} = 1/D = 4 \cdot 10^{-5} \text{ м},$$

$$d_{\text{маш.}} = 8,5 \cdot 10^{-6} \text{ м}.$$

Для сферичної частинки емульсії масла радіуса r:

$$V = 4\pi r^3 / 3,$$

$$S_{1,2} = 4\pi \times r^2,$$

$$S_{\text{num.}} = \frac{4\pi r^2 \cdot n}{\frac{4}{3}\pi \cdot r^3 \cdot n \cdot \rho} = \frac{3}{r \cdot \rho} = \frac{6}{d \cdot \rho},$$

звідки питомі поверхні при ручному і машинному збиванні будуть рівні:

$$S_{\text{num.руч.}} = \frac{6}{d \cdot \rho} = \frac{6}{4 \cdot 10^{-5} \cdot 1,05 \cdot 10^3} = 142,8 \text{ м}^2 / \text{кг},$$

$$S_{\text{num.маш.}} = \frac{6}{d \cdot \rho} = \frac{6}{8,5 \cdot 10^{-6} \cdot 1,05 \cdot 10^3} = 672,3 \text{ м}^2 / \text{кг}$$

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 $106 \cdot 10^{-6} \text{ м}$.

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 часток становить $3,6 \cdot 10^{-6} \text{ м}$, а їх щільність $1,2 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.

Відповідь: $V_{\text{мас.}} = 3,37 \cdot 10^{-5} \text{ кг/м}^3$.

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 щільність 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 щільність $1,1 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

1. Оцініть розмір часток SrSO_4 , знаючи, що їх розчинність на 3% (мас.) більше розчинності великих кристалів. Міжфазний натяг при 298°K прийміть рівним 85 МДж/м^2 , щільність 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 через 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 аерозолі становила 10 мкм^{-1} . Поверхневий натяг ртуті прийміть рівним 0.475 Дж/м^2 .

2. БУДОВА МІЦЕЛИ

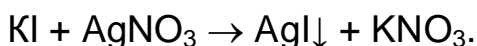
Міцела – це окрема частинка дисперсної фази колоїдної системи з рідким дисперсійним середовищем.

Дисперсні системи (колоїдні розчини) можуть утворюватися несамодовільно (примусовий, *диспергаційний* спосіб отримання) або мимовільно в результаті перерваного мимовільного процесу (*конденсаційний* спосіб отримання). В обох випадках отримана дисперсна система повинна бути стабілізована. Досягається це адсорбцією на поверхні частинок дисперсної фази (*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*.

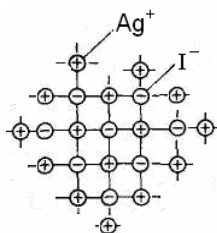
Стабілізуючу дію електролітів розглянемо на прикладі утворення міцели гідрозолі йодиду срібла.

Приклад 1. Скласти формулу міцели гідрофобного золю 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 ПЕШ, показати на графіку величину електрокінетичного потенціалу.

Рішення. У гідрофобному золі (водному колоїдному розчині) йодиду срібла, ядра міцел знаходиться у вигляді мікрокристалів (мал. 1), що мають розміри від 10^{-7} до 10^{-5} см.



Мал. 1. Ядро міцели (мікрокристал), склад якого можна представити формулою – $m(\text{AgI})$, де m – число молекул, що утворюють ядро.

Щоб запобігти подальше їх зростання, в розчині повинен бути присутній стабілізатор.

Стабілізатором може бути та вихідна речовина, яку було взято в надлишку в хімічній реакції отримання золю. Він утворює на поверхні мікрокристалів *подвійний електричний шар* (ПЕШ), який перешкоджає подальшій кристалізації або злипанню частинок, забезпечуючи збереження незмінними їх розмір.

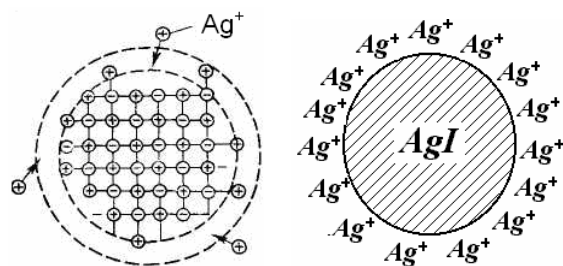
Розглянемо докладно утворення і будову міцели йодиду срібла, стабілізованого нітратом срібла.

ПЕШ на поверхні мікрокристалів AgI утворює AgNO_3 , так як у нашому прикладі саме він узятий в надлишку. У розчині він розпадається на іони Ag^+ і NO_3^- . Треба вирішити, які з цих іонів буде адсорбуватися на поверхні ядра, тобто буде *потенціалвизначаючими*.

Згідно з правилом Панета-Фаянсу:

адсорбуватись на поверхні ядра будуть ті іони, які входять до складу його кристалічної решітки або ізоморфні їй.

Ми бачимо, що такими іонами є іони Ag^+ . Саме вони здатні «добудувати» кристалічну решітку ядра, тому міцно адсорбуються на його поверхні, переходячи з рідкої фази, і надають їй позитивний заряд. Ядро і адсорбовані потенціалвизначаючі іони утворюють *агрегат* (мал. 2).

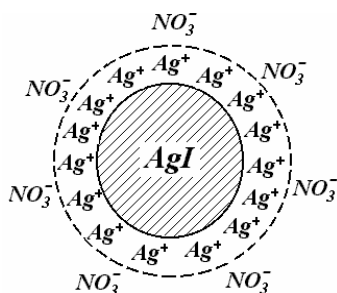


Мал. 2. Агрегат міцели – $[m(\text{AgI}) \cdot n\text{Ag}^+]^{n+}$,
де n – число потенціалвизначаючих іонів Ag^+ .

На поверхні агрегату виникає потенціал, який називається *термодинамічним* (ϕ_0), чисельно рівний кількості потенціал визначаючих одностарядних іонів Ag^+ , тобто $n+$.

В той же час у рідкій фазі виявляється надлишок протилежно заряджених іонів (NO_3^-), які притягуються до зарядженої поверхні агрегату, утворюючи шар *протиіонів* (він ще має назву *адсорбційний шар Гельмгольца*). Число адсорбованих протиіонів рівне $(n - x)$.

Ядро, агрегат і протиіони адсорбційного шару утворюють *гранулу* міцели (мал. 3).



Мал. 3. Гранула міцели – $\{[m(\text{AgI}) \cdot n\text{Ag}^+]^{n+} (n - x)\text{NO}_3^-\}^{x+}$.

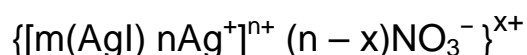
Загальна кількість протиіонів повинна бути такою, щоб повністю компенсувати заряд потенціалвизначаючих іонів. Так як за величиною заряди потенціалвизначаючих і протиіонів однакові (обидва одностарядні), то загальна кількість протиіонів повинна дорівнювати n .

Шар протиіонів має складну будову і складається з 2 частин: *адсорбційного* і *дифузного шарів*.

Адсорбційний шар Гельмгольца має товщину (δ), близьку до діаметру протиіона і ті протівоіони, які потрапляють в цей простір, називаються *протиіонами адсорбційного шару*. Вони пов'язані з

зарядженим агрегатом двома типами сил: електростатичними і адсорбційними силами тяжіння так міцно, що утворюють з ним єдине кінетичне ціле (при русі ці іони не відриваються від агрегату і пересуваються разом з ним).

Гранула міцели, або колоїдна частка – це єдине кінетичне ціле і при написанні формули міцели виділяється фігурними дужками:



Так як $(n - x) < n$ на величину x , то колоїдна частинка (гранула) має заряд X^+ .

Середній електричний заряд (x) гранул дорівнює алгебраїчній сумі електричних зарядів потенціалвизначаючих іонів і протиіонів, що входять до складу частинки:

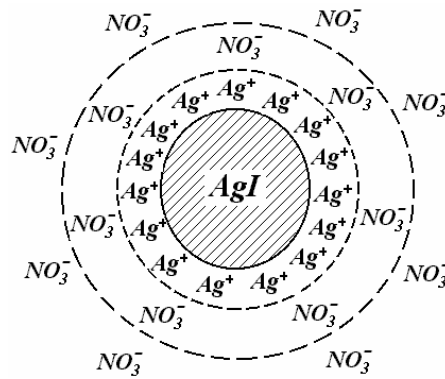
$$x = n - (n - x).$$

Протиіони адсорбційного шару розподілені рівномірно, тому зменшення потенціалу в адсорбційному шарі відбувається практично лінійно і дорівнює ϕ_a (див. графік на мал. 5).

Дифузний шар (його ще звать шар Штерна) утворюють ті протиіони, які знаходяться на деякому віддаленні ($> \delta$) від зарядженої гранули. Їх число дорівнює x (тобто кількості протиіонів недостатніх для повної компенсації потенціалвизначальних іонів).

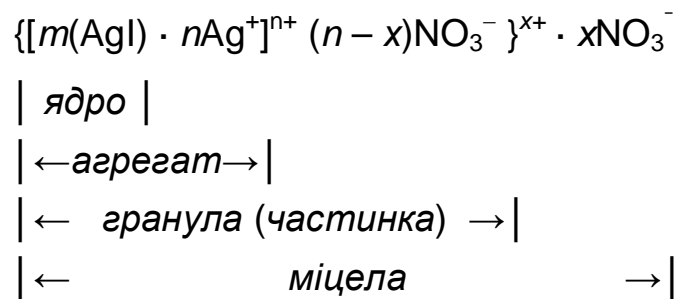
Гранула і дифузний шар протиіонів складають власне *міцелу* колоїдного розчину (мал. 4).

Протиіони дифузного шару притягуються до агрегату тільки електростатичними силами, отже, менш міцно, ніж протиіони адсорбційного шару (в цьому і полягає їх відмінність). Тому при русі міцели в рідині (наприклад, під дією електричного поля) протиіони дифузного шару відриваються від неї (вірніше витягуються за міцелою як хвіст у комети).



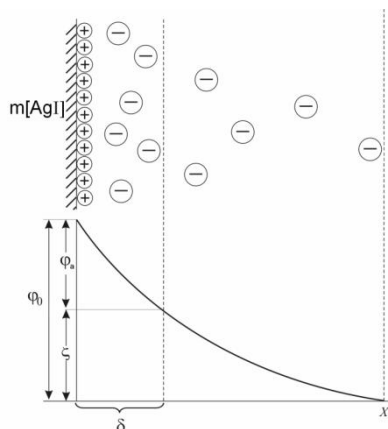
Мал. 4. Міцела йодиду срібла з дифузним шаром протиіонів NO_3^- .

Середній склад міцели можна описати формулою:



На протиіони дифузного шару, через їх слабкий зв'язок з агрегатом, великий вплив робить тепловий рух, це призводить до того, що протиіони в дифузному шарі поширені нерівномірно. Тому зменшення потенціалу (він носить назву електрокінетичний потенціал або часто дзета-потенціал (ζ -пт.)) в шарі Штерна відбувається нелінійно (мал. 5).

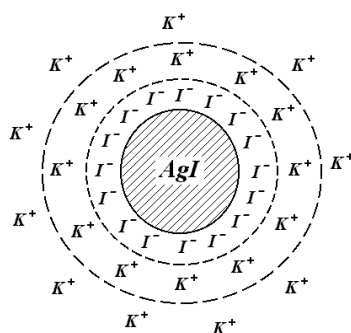
З наведеного графіка (мал. 5) видно, що повна зміна потенціалу (φ_0) в ПЕШ складається як сума φ_a і ζ -пт.



Мал. 5. Будова подвійного електричного шару і залежність його потенціалу (φ) від відстані (x) від поверхні ядра міцели.

В наведеному вище прикладі розглянуто випадок нестачі реактиву осаджувача (KI). При його надлишку в системі протікають більш складні процеси, що супроводжуються змінами будови міцел і знака середнього електричного заряду колоїдних частинок.

Так, якщо змінити умови формування осаду йодиду срібла – розчин AgNO_3 вливати у розчин KI (тут 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 тягне за собою зміну знака електричних зарядів агрегатів колоїдних частинок і призводить до зміни знака електричних зарядів самих колоїдних частинок (гранул). Поряд з цим зміниться і середній склад міцели (мал. 6)

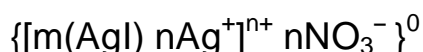


Мал. 6. Міцела стабілізована KI має склад $\{[m(\text{AgI}) \cdot n\text{I}^-]^{n-} \cdot (n-x)\text{K}^+\}^{x-} \cdot x\text{K}^+$.

Як впливає з вищевикладеного, в будь-якому випадку міцели електронейтральні, тобто заряд міцели дорівнює нулю.

Крім того, чим більш протиіонів з'явиться в адсорбційному шарі (при зростанні в системі концентрації осаджувача), тим меншим за обсягом і товщиною буде дифузний шар протиіонів.

Якщо трапиться так, що протиіонів в шарі Гельмгольца буде достатньо для повної компенсації потенціалвизначальних іонів, то утвориться міцела з так званим *изоелектричним станом* – без дифузного шару проти іонів:

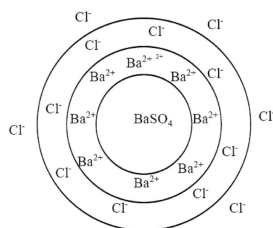
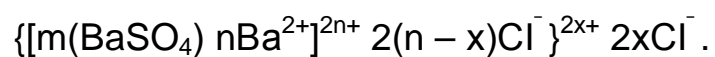


або в останньому випадку:



тут вже гранула буде міцелою з зарядом рівним нулю.

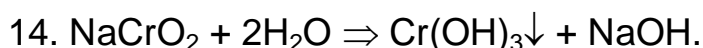
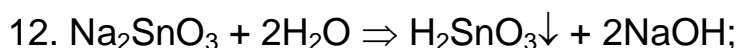
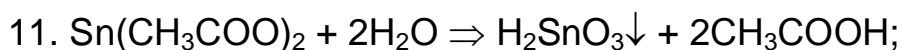
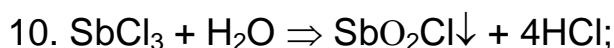
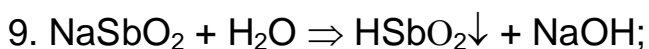
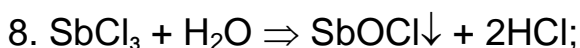
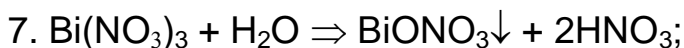
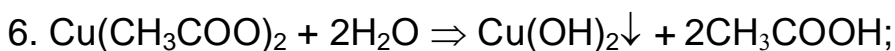
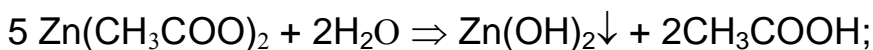
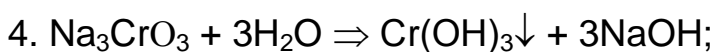
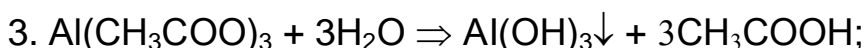
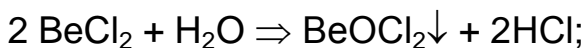
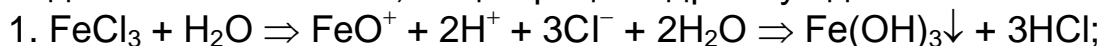
Якщо в утворенні міцели беруть участь багатозарядні іони, то необхідно ставити коефіцієнти, відповідні зарядам іонів. Наприклад, міцела золю сульфату барію, стабілізованого хлоридом барію (мал. 7), може бути представлена такою формулою:



Мал. 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 **В** в розбавлений розчин речовини **А** можливе утворення гідрозолю речовини **С**:

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 **А**? Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду її агрегату?

в) Напишіть формули міцел в 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

Варіант	A	B	C	Електроліти осаджувачі (коагулятор)
17.	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	HI	HgI	KNO_3 ; $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
18.	Hg_2F_2	K_2S	Hg_2S	KI ; $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; NaCH_3COO
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

ПИТАННЯ ДЛЯ СРС

- Золь сірчаноокислого барію отриманий змішуванням рівних об'ємів розчинів $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ і H_2SO_4 . Написати формулу міцели. Чи однакові вихідні концентрації розчинів, якщо частки золю переміщуються до анода?
а) так; б) ні; в) середні.
- Гидрозолей сірчистої ртуті отриманий пропусканням H_2S через 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.
- Золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$ отриманий 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 гідрозолу 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.

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. До *осадженню дисперсної фази* – характеризує здатність дисперсної системи зберігати рівноважний розподіл фази за обсягом дисперсійного середовища або її стійкість до поділу фаз. Це властивість називається *седиментаційна* (кінетична) *стійкість колоїдів*.
2. До *агрегації* (укрупнення) частинок колоїдного розчину – *агрегативна стійкість*.

Агрегативна стійкість колоїдних систем може бути обумовлена:

- а) електростатичним відштовхуванням однойменно заряджених частинок;
- б) дією сил неелектростатичного характеру, зв'язаною з наявністю сольватних оболонок на поверхні частинок;
- с) 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 бути викликана:

- 1) старінням колоїдної системи,
- 2) зміною концентрації дисперсної фази,
- 3) підвищення або пониження 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 визвати коагуляцію ліофобного золю.

2. Для початку коагуляції необхідно, щоб концентрація електроліту перевищувала деяку мінімальну величину, яку називають *порогом коагуляції* (C_K).

Поріг коагуляції –

це мінімальна кількість електроліту, необхідна для того щоб викликати швидку коагуляції 1 м³ золю.

Розрахувати поріг коагуляції можна за рівнянням:

$$C_K = \frac{v \cdot 1000}{V_{\text{заг.}}},$$

де v – кількість моль-еквівалентів електроліту доданого до колоїдного розчину, яку визначають за формулою: $v = \frac{V_{\text{ел.}} \cdot C_{\text{ел.}}}{1000}$;

$V_{\text{заг.}}$ – загальний об'єм золю і доданого електроліту: $V_{\text{заг.}} = V_{\text{золю}} + V_{\text{ел.}}$,

Отже, поріг коагуляції можна визначити за формулою:

$$C_K = \frac{V_{\text{ел.}} \cdot C_{\text{ел.}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел.}}},$$

де $V_{\text{ел.}}$ – об'єм електроліту, мл; $V_{\text{золю.}}$ – об'єм золю, мл; $C_{\text{ел.}}$ – концентрація електроліта, моль/л.

3. *Коагулюючою дією* володіє лише той іон електроліту, заряд якого протилежний заряду колоїдної частинки. Чим більше 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 адсорбційної здатності.

5. При коагуляції спостерігається зниження електрокінетичного потенціалу до критичної величини ($\sim 0,03$ В).

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.

Дуже часто треба не зруйнувати, а захистити колоїдні розчини від коагуляції. Невеликі добавки *поверхнево-активних речовин* (ПАР) впливають на агрегативну стійкість колоїдних систем. У ряді випадків відбувається *пептизація* дисперсної фази, тобто збільшення кількості дрібних частинок, що 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 поверхнево-активних речовин для стабілізації золь використовують желатин, казеїн, крохмаль, гемоглобін тощо.

Розглянемо декілька прикладів розв'язання типових задач, виникаючих при рішенні питань стійкості колоїдних розчинів.

Приклад 1. 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.

Рішення. Визначимо пороги коагуляції електролітів за рівнянням:

$$C_K = \frac{V_{\text{ел.}} \cdot C_{\text{ел.}}}{V_{\text{з.}} + V_{\text{ел.}}}.$$

$$C_{K,1} = \frac{1 \cdot 0,1}{10 + 1} = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ моль – екв / л,}$$

$$C_{K,2} = \frac{3 \cdot 1}{10 + 3} = 0,23 \text{ моль – екв / л,}$$

$$C_{K,3} = \frac{5 \cdot 10}{10 + 5} = 3,33 \text{ моль – екв / л.}$$

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 пороги коагуляції різні, то коагулюючими іонами будуть катіони електролітів. Отже, частинки золю мають негативний заряд.

Приклад 2. Визначити, скільки мілілітрів 1н. розчину CaCl_2 необхідно взяти для коагуляції негативно зарядженого золю, якщо коагуляція даного золю може бути викликана 100 мл 1н. розчину NaCl .

Рішення. 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:

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{V_{\text{ел.}} \cdot C_{\text{ел.}}}{1000} = \frac{100 \cdot 1}{1000} = 0,1 \text{ моль – екв.}$$

Знаючи, що

$$C_K^I : C_K^{II} = 1 : \left(\frac{1}{2}\right)^6,$$

розрахуємо кількість моль-еквівалентів CaCl_2 , яка визиватиме коагуляцію золю:

$$0,1 : n_{\text{CaCl}_2} = 1 : \frac{1}{64},$$

звідки маємо:

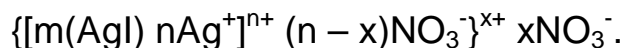
$$n_{\text{CaCl}_2} = \frac{0,1}{64} = 1,56 \cdot 10^{-3} \text{ моль} - \text{екв.}$$

Об'єм CaCl_2 , який визиватиме 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 3. Визначити, який об'єм 0,1н. розчину AlCl_3 треба взяти для коагуляції золю AgI (стабілізатор – AgNO_3), якщо на його коагуляцію витрачено 5 мл 0,2н. розчину CaCl_2 .

Рішення. Визначимо заряд колоїдних частинок, для чого запишемо формулу міцели золю AgI :



Колоїдні частинки золю мають позитивний заряд, тобто іонами електrolітів які викличуть коагуляцію можуть бути аніони.

Визначимо кількість моль-еквівалентів CaCl_2 , яка викличе 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 електrolітів мають однаковий заряд, то поріг коагуляції AlCl_3 буде дорівнювати порогу коагуляції CaCl_2 . Об'єм розчину AlCl_3 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 10мл золю Al_2S_3 ? Поріг коагуляції дорівнює $19,35 \cdot 10^{-3}$ моль-екв/л.
4. Для коагуляції золю $\{[m(\text{AgI}) \text{ nAg}^+]^{n+} (n - x)\text{NO}_3^-\}^{x+} \text{ xNO}_3^-$ 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 H_2S) пішло 6 мл 3н. розчину K_2SO_4 . Розрахуйте поріг коагуляції цього золю розчином $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
13. Визначте об'єми електролітів, необхідних для коагуляції золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (стабілізатор NaOH), якщо замість 10 мл 0,1н. розчину KCl узяти 1н. розчин CaCl_2 або 1н. розчин AlCl_3 .
14. Щоб викликати коагуляцію золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$, до 10 мл золю додали у першому досліді 1,05 мл 1н. розчину KCl , у другому – 6,25 мл 0,01н. розчину Na_2SO_4 , а у третьому – 3,7 мл 0,001н. розчину Na_3PO_4 . 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 AlCl_3 . Скільки KCl та AlCl_3 (кг) потрібно для коагуляції 100 м^3 цього золю?
16. Для коагуляції 5 мл золю треба відповідно по 5 мл 1,8н. розчину KCl , 0,08н. розчину CaCl_2 і 0,006н. розчину AlCl_3 . Визначити заряд колоїдних частинок.
17. Визначити об'єм 0,01н. розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, який треба додати до 1 л золю $\text{Al}(\text{OH})_3$, щоб визвати його коагуляцію. Поріг коагуляції цього золю дорівнює $0,63 \cdot 10^{-3} \text{ кмоль/м}^3$.
18. У три колби було налито по 100 мл золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Для коагуляції цього золю у першу колбу додали 10,5 мл 1н. розчину KCl , в другу – 62,5мл 0,01н. розчину Na_2SO_4 , у третю – 37 мл 0,001н. розчину Na_3PO_4 . Визначити знак заряду частинок золю.
19. Для коагуляції золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ до 5 мл золю необхідно додати 4 мл 3н. розчину NaCl або 0,5 мл 0,01н. розчину Na_2SO_4 . Визначити знак заряду частинок золю.
20. Визначити об'єм 0,1н. розчину Na_3PO_4 , який треба додати, щоб відбулася коагуляція золю. Відомо, що для коагуляції цього золю знадобилось 10 мл 0,1н. розчину Na_2SO_4 або 5 мл 0,2н. розчину NaCl . Який заряд мали частинки золю?
21. Для коагуляції золю CoS (стабілізатор H_2S) знадобились 10 мл 0,1н. розчину NaCl . Визначити об'єми 1н розчинів FeCl_3 і CaCl_2 , які необхідні для коагуляції цього золю.
22. Гідрозоль AgI отримали шляхом змішування рівних об'ємів 0,008н. розчину KI і 0,01н. розчину AgNO_3 . Коагуляція отриманого золю відбувається при додаванні 8 мл 0,1н розчину KCl . Визначити об'єм 0,2н. розчину CaCl_2 , який треба додати до золю, щоб відбулася його коагуляція.
23. Для коагуляції 15 мл золю знадобилось 10 мл 1н. розчину NaNO_3 , 3мл 1н. розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ та 3 мл 0,1н. розчину $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Визначити заряд колоїдних частинок золю.

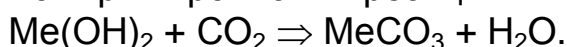
24. Визначити об'єм 1н. розчину NaNO_3 , який треба додати до золю Ca(OH)_2 (стабілізатор KOH), щоб визвати коагуляцію цього золю. Відомо, що його коагуляція відбувається при додаванні 2 мл 1н. розчину MgCl_2 .
25. Знайти орієнтовний поріг коагуляції золю 1н. розчином $\text{Fe(NO}_3)_3$, якщо відомо – для коагуляції 10 мл цього золю потрібно 5 мл 0,1н. розчину $\text{Ca(NO}_3)_2$ або 5 мл 1н. розчину NaNO_3 .

ПИТАННЯ 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 появі 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 тій 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+} у Cr^{3+} обробляють 0,1н. розчином NaOH . Запишіть формулу міцел що утворюється при цьому в колоїдному розчині, вважаючи, що Cr^{3+} містився у вигляді сульфату. Обчисліть витрати розчину NaOH на 1 м³ промивних вод.
15. Яким з наведених електролітів: NH_4Cl або $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ економічніше провести коагуляцію золь гідроксиду алюмінію:

$$\{[m(\text{AlOH})_3 \cdot n\text{Al}^{3+}]^{3n+} \cdot 3(n-x)\text{Cl}^{-}\}^{3x+} \cdot 3x\text{Cl}^{-} ?$$

Визначити поріг коагуляції по NH_4Cl , якщо на коагуляцію часток з 30 м³ цього золь витрачається 0,33 м³ 20%-го розчину NH_4Cl (щільність якого 1060 кг/м³).

Відповідь: 43,6 моль/м³.

16. На 100 м³ стічних вод для коагуляції As_2S_3 витрачається 1 м³ 25%-го розчину NaCl (щільність 1190 кг/м³). Визначити поріг коагуляції цього золь. Яким об'ємом 30%-го розчину CaCl_2 (щільність 1280 кг/м³) можна викликати коагуляцію в 100 м³ зазначеного золь?

Відповіді: 50,4 моль/м³; $2,27 \cdot 10^{-2}$ м³.

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 м³/сут, а поріг коагуляції дорівнює:
- а) за NaCl 52 моль/м³;
 - б) за $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 0,23 моль/м³;
 - в) за FeSO_4 0,68 моль/м³.

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. Розрахуйте витрати $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ на 100 м³ стічних вод, припускаючи, що знак електричних зарядів колоїдних частинок:
- а) позитивний;
 - б) негативний.

Поріг коагуляції (в моль/м³): 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 (щільність 1200 кг/м^3) з'являються пластівці. Визначте поріг коагуляції розглянутого золю стосовно NaCl? Розрахуйте витрати 26%-го розчину $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (щільність 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 ; $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{м}^3$; $1,6 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3/\text{м}^3$.

КОРОТКИЙ СЛОВНИК ТЕРМІНІВ

АВОГАДРО ЧИСЛО (або *стала Авогадро*): $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ частинок речовини (див. також МОЛЬ).

АДГЕЗІЯ – (від лат. *adhaesio* – тяжіння, зчеплення) (прилипання), явище з'єднання приведених в контакт повіток конденсованих фаз. Ці фази складають основу утворюється в результаті молекулярного (тобто по всій міжфазної 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 летить зі швидкістю близько 10-20 м/с, теплопередача до стінок циліндра не встигає відбуватися, і газ адіабатично 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 – некомпенсованість міжмолекулярних сил поблизу цієї поверхні, тобто наявність адсорбційного силового поля. Тіло, що створює таке поле, називається *адсорбентом*, речовина, молекули якого можуть адсорбуватися – *а д с о р б т і в о м*, 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 (азеотропи) – рідкі суміші, що характеризуються рівністю складів рівноважних рідкої і парової фаз.

При їх перегонці утворюється конденсат того ж складу, що й вихідний розчин; тому азеотропні суміші називають також нероздільнокиплячими. Наявність азеотропних сумішей істотно ускладнює поділ рідких сумішей і вимагає застосування спеціальних методів ректифікації.

АКТИВНІСТЬ – термодинамічна, величина, що дозволяє представляти в зручній для практичного використання формі концентрації залежність хімічних потенціалів компонентів реального розчину. За допомогою цієї величини можна застосовувати до реального розчину термодинамічні співвідношення, пов'язані з ідеального розчину, 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. Зольність Активного вугілля може становити 1 – 15% (іноді його обеззолівають до 0,1 – 0,2%). Активний вугілля використовують як *адсорбент* – добре адсорбує пари речовин з порівняно високими температурами кипіння (наприклад, бензол), гірше – летючі сполуки (наприклад, NH_3).

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 в 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 ток, 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 *електронегазивність*.

АЛОТРОПІЯ – явище існування хімічного елемента у вигляді двох або кількох простих речовин, різних за будовою і властивостями. Ці 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.

АМОРФНІ РЕЧОВИНИ – не кристалічна речовина, тобто речовина, що не має кристалічної решітки. 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.

АНІОНИ – негативно заряджені іони.

АТОМ – найменша частка хімічного елемента, яка є носієм його властивостей. Атом побудований з субатомних частинок – *протонів, нейтронів, електронів*.

АТОМНА ОДИНИЦЯ МАСИ (а.о.м.) – рівно 1/12 частина 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 ВІДНОСНА АТОМНА МАСА) – маса атома будь-якого елемента, виражена в а.о.м. (*вуглецевих одиницях*). Атомна вага елемента дорівнює середньому значенню з атомних вагів всіх його природних ізотопів з урахуванням їх поширеності. У ІЮПАК (IUPAC) постійно діє Комісія за відносною

поширеністю ізотопів і атомною вагою (Commission on Isotopic Abundances and Atomic Weights, скорочено – CIAAW).

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.

БРОУНІВСЬКИЙ РУХ — неупорядкований, 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, пилинки в променях світла тощо. Молекули рідини зіштовхуються з завислими у ній частинками, а отже передають їм імпульс. Не тільки дифузія є доказом руху молекул чи атомів. Теорію броунівського руху побудував у 1905 р. Альберт Ейнштейн.

ВАЛЕНТНІСТЬ – число, яке показує, зі скількома одновалентними атомами може сполучатися атом даного елемента або сполуки; скільки таких атомів він може замінити. Валентність характеризує здатність атома утворювати певну кількість хімічних зв'язків, яка може бути пов'язаною із здатністю атомів віддавати або приєднувати певне число електронів. Мірою валентності елементу є кількість атомів водню (або іншого одновалентного елементу), яку атом даного елементу може приєднати чи замінити. Так, у сполуках HCl, H₂O і NH₃ хлор є одновалентним, кисень — двовалентним, а азот — тривалентним, бо вони сполучені відповідно з одним, двома і трьома атомами водню.

ВІДНОСНА АТОМНА МАСА – позначається символом A_r ("r" – від англійського "*relative*" – відносний) – відношення маси атома до маси 1/12 атома вуглецю – ¹²C (див. а.о.м.). У сучасній науковій літературі поряд з терміном "відносна атомна маса" використовується термін АТОМНА ВАГА (як синоніми).

ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК – один з видів міжмолекулярних зв'язків. Обумовлений 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: О, 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 Н, перевищує його формальну валентність.

ВІДНОВЛЕННЯ (речовини) – хімічна реакція, при якій електрони передаються даної речовині.

ВІДНОВЛЮВАЧ – речовина, здатна віддавати електрони іншій речовині (окиснювачу).

ГАЗОВА ПОСТІЙНА R – див. КЛАПЕЙРОНА-МЕНДЕЛЄЄВА РІВНЯННЯ.

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 твердообразні ("драглисті") тіла, здатні зберігати форму, що володіють пружністю (еластичністю) і пластичністю. Типові Гелі мають коагуляційну структуру, тобто частинки дисперсної фази з'єднані в місцях контакту силами міжмолекулярної взаємодії безпосередньо або через тонкий прошарок *дисперсійного середовища*.

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 в 1838. 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 межі розділу фаз – в цьому їх принципова відмінність від *гомогенних реакцій*.

ГІБРИДИЗАЦІЯ – теоретичне уявлення, за допомогою якого вдається зв'язати між собою фізичну картину будови атома і визначається дослідним шляхом геометрію молекул (див. *рентгеноструктурний аналіз*). Наприклад, атом вуглецю має s- і p-орбіталі, але в молекулі CH_4 не вдалося дослідним шляхом виявити окремих зв'язків, утворених s-електронами і окремих зв'язків – утворених p-електронами (всі зв'язки в CH_4 однакові). Тому прийнято, що одна s- і три p-орбіталі "змішуються" (гібридизуються), утворюючи 4 нові, абсолютно однакові орбіталі (чотири sp^3 -гібридні орбіталі). Ці 4 гібридні орбіталі перекриваються з електронними оболонками 4-х атомів H. Геометричну формулу молекули, яка утворилася, пророкують 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 участь у гібридизації, вони залишаються в негібридизованому стані і або не несуть електронів, або беруть участь у хімічних зв'язках іншого типу (подвійні і потрійні зв'язки). Це відповідно sp^2 - і sp -гібридизації. НЕПОДІЛЕНІ електронні ПАРИ теж беруть участь у гібридизації.

Наприклад, аміак: NH_3 – sp^3 -гібридизація атома 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-орбіталями можуть брати участь також і d-орбіталі (sp^3d - і sp^3d^2 -гібридизації). Тип гібридизації атома часто визначають за допомогою його ОРБІТАЛЬНОЇ ДІАГРАМИ.

ГІДРАТИ – сполуки речовини з водою, мають постійний або змінний склад і які утворюються в результаті гідратації.

ГІДРОКСИ-ГРУПА – група OH^- .

ГІДРОХІМІЯ – вивчає хімічний склад природних вод та його залежність від хім., фіз. і біол. процесів у навколишньому середовищі. Сформувалася в першій половині 20 в. 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.

ГОРІННЯ – швидкий процес окислення речовини, що супроводжується виділенням великої кількості теплоти і, як правило, світла.

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.

ДЕФЕКТ МАСИ – зменшення маси атома в порівнянні з сумарною масою всіх окремо взятих складових його елементарних частинок, обумовлене енергією їх зв'язків в атомі.

ДИСПЕРСІЙНЕ СЕРЕДОВИЩЕ – середовище, в якому розміщені частинки подрібненої речовини. Дисперсійне середовище разом з цими частинками (*дисперсною фазою*) називають дисперсною системою (нап, 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 розділу між ними. Фази дисперсної системи не змішуються між собою і не реагують — тому між ними існує поверхня розділу цих фаз. Одна фаза (дисперсна фаза) розподілена в іншій (*дисперсійне середовище*). 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. Дисперсна система з частинками крупнішими 10^{-4} см. називають грубодисперсними, 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.

ДИФУЗІЯ – (від латинського *diffusio* – поширення) – мимовільне вирівнювання концентрації речовин у суміші, обумовлене тепловим рухом молекул. Перенесення частинок речовини, що приводить до вирівнювання її концентрації в спочатку неоднорідної системі. Штучне перемішування суміші діє в тому ж напрямку.

ДОВЖИНА ХВИЛІ – відстань між сусідніми піками хвиль електромагнітного (світлового) випромінювання.

ДОНОРНІ (електронодонорні) ВЛАСТИВОСТІ – здатність атомів елемента віддавати свої електрони іншим атомам. Кількісною мірою донорних властивостей атомів, що утворюють хімічний зв'язок, є їх електронегативність.

ЕКЗОТЕРМІЧНІ РЕАКЦІЇ (від грецького *echo* – 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.

ЕЛЕКТРОКІНЕТИЧНИЙ ПОТЕНЦІАЛ (дзета-потенціал, ζ -Potential) – потенціал, що виникає на площині ковзання ПОДВІЙНОГО ЕЛЕКТРИЧНОГО ШАРУ внаслідок відриву його дифузної частини від адсорбційне зв'язаної нерухомої частини. Дзета-потенціал (ζ -потенціал) визначає заряд дифузного шару і є мірою інтенсивності електрокінетичних явищ у міжфазній області.

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, існуючим 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 ПАРА – два електрони, які здійснюють хімічний зв'язок. Див. також *"неподілена пара"*.

ЕЛЕКТРОННА ФОРМУЛА – запис розподілу наявних в атомі електронів по енергетичних рівнях і орбіталям. Наприклад, електронна формула кисню (елемент 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 орбітальної 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.

ЕЛЕМЕНТ – речовина, що складається з атомів одного виду (з атомів з однаковим зарядом ядра). Часто елемент містить у своєму складі кілька ІЗОТОПІВ.

ЕЛЕМЕНТАРНА КОМІРКА кристалічна – поєднання в кристалі атомів, молекул або іонів, таке що багаторазово повторюється. Зобразивши елементарну комірку, ми тим самим ніби зображаємо весь кристал, оскільки він складається з таких осередків.

ЕЛЕМЕНТАРНІ ЧАСТИНКИ – див. *субатомні частинки*.

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, а 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 $\Delta E^\#$) – це та додаткова енергія (до середньої енергії E частинок, що стикаються), 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 складають, як правило, від 80 до 240 кДж/моль. На величину E_a не впливає температура, але може вплинути присутність КАТАЛІЗАТОРА.

ЕНТАЛЬПІЯ – "*теплемісткість*" реагуючих речовин. Позначається як ΔH . При постійному тиску (якщо реакція йде не в замкненої посудині) зміна ентальпії в процесі хімічної реакції дорівнює її тепловому ефекту.

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 тискові 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 тискові 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 Гульдберґ і Петер Вааґе в 1860-1870 роках.

ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ — маси речовин, які вступають у реакцію та утворюються після неї, пропорційні їхнім еквівалентам. $m_1/m_2 = E_1/E_2$. Еквівалент (E) — еквівалентом елемента називають таку його кількість, яка взаємодіє з 1 мас.ч. Н або 8 мас.ч. О або заміщує таку кількість хімічних реакцій. Еквівалент — це частина атому,молекули або йону яка припадає на одну зміної валентності або ступеню окиснення. Наприклад, в сполуках HCl, H₂S, NH₃, CH₄ еквівалент хлора, сірки, нітрогену, вуглеця дорівнює відповідно 1 моль, 1/2

моль, $1/3$ моль, $1/4$ моль. Маса одного еквіваленту називається його еквівалентною масою. 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».

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 N_2O , NO , N_2O_3 , N_2O_4 , N_2O_5 масова кількість кисню, з'єданого з однаковою масовою кількістю азоту, знаходяться у співвідношенні 1:2:3:4:5.

ЗАКОН СТАЛОСТІ СКЛАДУ – був відкритий французьким вченим Жозефом Прустом у 1799 році. Він 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 H_2O завжди складаються з двох атомів Гідрогену і одного атома Оксигену, молекули сульфіді заліза FeS — з одного атома Феруму і одного атома Сульфурі 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 сульфід заліза — були б іншими речовинами. Звідси випливає 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.

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*.

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.

ІЗОТОП – атомні різновиди одного і того ж елемента. Ізотопи складаються з атомів з однаковим заряд ядра (тобто з однаковим числом протонів), але з різними відносними атомними масами (тобто з різним числом нейтронів в ядрі). Дуже багато елементів в природі знаходяться у вигляді суміші з кількох 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 кисотно-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 електронегативності цих атомів більше або дорівнює 2,1.

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 $2-$), тризарядних і т.д. Див. також "катіони" і "аніони".

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, що вимагають міжнародного погодження, контролю та стандартизації, рекомендує і стверджує хімічну термінологію.

КАТАЛІЗАТОРИ – речовини, здатні прискорювати хімічні реакції, самі залишаючись при цьому незмінними.

КАТІОНИ – позитивно заряджені іони.

КВАНТ – певна кількість ("*порція*") енергії, яка здатна віддати або поглинути фізична система (наприклад, атом) в одному акті зміни стану. Квант світла – порція світлової енергії – називається *фотоном*.

КВАНТОВІ ЧИСЛА – описують стан конкретного електрона в електронної хмарі атома:

- ГОЛОВНЕ (n) – показує, на якому електронному 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);
- 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.

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*. Ще одне визначення: кислоти – речовина, що розпадається в розчині з утворенням іонів водню H^+ .

*Кислотні властивості речовин не обов'язково вичерпуються здатністю давати в розчині іони водню.

КЛАПЕЙРОНА-МЕНДЕЛЄЄВА РІВНЯННЯ: $PV = nRT$ – у цьому рівнянні: n – число молей газу; P – тиск газу (атм); V – об'єм газу (у літрах); T – температура газу (у кельвінах); R – газова постійна (0,0821 л · атм/(моль · К)). Якщо обчислення проводять в системі СІ, то обсяг вимірюється в m^3 , а тиск у Па (паскалях). В останньому випадку газова стала $R = 8,314$ Дж / К · моль.

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.

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.

КОНЦЕНТРАЦІЯ – відносна кількість якої-небудь речовини в розчині. Наприклад, ВІДСОТКОВА КОНЦЕНТРАЦІЯ – те ж, що і МАСОВА ЧАСТКА розчиненої речовини – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, виражене у відсотках. Молярна концентрація – відношення числа молей розчиненої речовини до загального об'єму розчину (одиниця – моль/л).

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.

КРИСТАЛІЧНА РЕШІТКА – кристалічна структура характеризується правильним (регулярним) розташуванням частинок в строго певних точках простору кристала. При уявному поєднанні цих точок лініями виходять просторовий каркас, який називають кристалічною решіткою. Точки, в яких розміщені частинки, називаються вузлами кристалічної решітки. У вузлах можуть перебувати іони, атоми або молекули. Кристалічна решітка складається з абсолютно однакових елементарних комірок.

КРИСТАЛОГІДРАТ – кристалічні гідрати (сполучання речовини з водою), які мають постійний склад. Виділяються з розчинів багатьох речовин, особливо солей.

ЛУГ – розчинна у воді сильна основа. Всі луги (NaOH , KOH , Ba(OH)_2) у розчинах розпадаються на катіони металів і гідроксид-іони OH^- .

МАСОВА ЧАСТКА РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ – див. "концентрація".

МАСОВЕ ЧИСЛО (A) – сума числа протонів (Z) і нейтронів (N) в ядрі атома будь-якого елемента ($A = Z + N$).

МЕТАЛЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК – хімічний зв'язок в кристалі між позитивно зарядженими іонами металу за допомогою вільно переміщаються (по всьому об'єму кристала) електронів з зовнішніх оболонок атомів металу.

МІЦЕЛИ – скупчення правильно розміщених молекул, асоціація молекул, які втримуються переважно дисперсійними силами. Кожна міцела є асоційованою частинкою дисперсної фази золю, яка включає також *подвійний електричний шар* і сольватні оболонки; існує в рівновазі з молекулами та йонами, які її утворюють (напр., поверхнево-активні речовини в розчинах).

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 приймають участь в утворенні хімічного зв'язку, розташовуються на новостворених молекулярних орбіталях.

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 мономолекулярний, бімолекулярні і тримолекулярного реакції. Іноді (але не завжди) молекулярні реакції збігається з ПОРЯДКОМ РЕАКЦІЇ.

МОЛЬ – кількість речовини, рівне $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць даної речовини: молекул (якщо речовина складається з молекул), атомів (якщо це атомарна речовина), іонів (якщо речовина є іонною сполукою). Число $6,02 \cdot 10^{23}$ називається постійною Авогадро або числом Авогадро.

МОЛЯРНА КОНЦЕНТРАЦІЯ – див. "концентрація".

МОЛЯРНА МАСА – маса одного моля 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) в одиницях 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.

МОНОКРИСТАЛ – кристал речовини, у всьому обсязі якого кристалічна решітка однорідна, тобто не має дефектів. Монокристали часто прозорі і зазвичай мають правильну форму.

НЕЙТРОН – електрично нейтральна 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 участь в утворенні хімічного зв'язку.

НОРМАЛЬНІ УМОВИ (н.у.) – 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.

ОКИСНЕННЯ (речовини) – хімічна реакція, при якій електрони відбираються у даної речовини *окислювачем*.

ОКИСЛЮВАЧ – речовина, здатна віднімати електрони в іншій речовині (*відновника*).

ОКСИДИ – складні речовини, що складається з атомів двох елементів, один з яких – *кисень*.

ОКСИДИ КИСЛОТНІ – оксиди, які взаємодіють з основами з утворенням солі і води.

ОКСИДИ ОСНОВНІ – оксиди, які взаємодіють з кислотами з утворенням солі і води.

ОРБІТАЛЬ – простір біля ядра, в якому можна виявити електрон. За межами цього простору ймовірність зустріти електрон досить мала (менше 5%).

ОРБІТАЛЬНА ДІАГРАМА – те ж, що ЕЛЕКТРОННА ФОРМУЛА елемента, але записана за допомогою намальованих від руки

ЕЛЕКТРОННИХ КОМПРОК, усередині яких електрони зображуються вертикальними стрілками.

ОСНОВИ – складні речовини, в яких атом (або атоми) металу пов'язані з гідрокси-групами (ОН-групами). Розчинні основи можуть розпадатися в розчині з утворенням гідроксид-іонів OH^- .

*Основні властивості речовин не обов'язково вичерпуються здатністю давати в розчині іони OH^- .

ОСНОВИ АМФОТЕРНІ – складна речовина, здатна виявляти як кислотні, так і основні властивості залежно від партнера по реакції. Амфотерна основа здатна віддавати як іони водню H^+ у реакціях з звичайними основами, так і гідрокси-групи OH^- в реакціях з звичайними кислотами. Див. також "*амфотерность*" і "*амфоліти*".

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 високодисперсних суспензій глин та інших речовин. Пептизація – процес зворотний КОАГУЛЯЦІЇ – розпад агрегатів на первинні частинки, або перехід гелю в золь.

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 їхніх атомних мас сформулював Періодичний закон наступним 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.

ПЕРЕХІДНИЙ СТАН (те ж, що АКТИВОВАНИЙ КОМПЛЕКС) – короткоживуча молекула, що виникає в хімічній реакції при переході від початкового стану (реагенти) в кінцевий (продукти). Енергія і геометрія перехідного стану відповідають вершині енергетичного бар'єру, що розділяє реагенти і продукти (див. також ЕНЕРГІЯ АКТИВАЦІЇ).

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА – «Властивості елементів періодично змінюються відповідно до заряду ядер їх атомів».

ПІДОБОЛОНКА (те ж, що ПІДРІВЕНЬ) – частина електронної оболонки, що складається з орбіталей одного виду. Наприклад, п'ять d-орбіталей складають d-підоболонки (d-підрівень), три p-орбіталі - p-підоболонки (p-підрівень) і т.д.

ПОДВІЙНИЙ ЕЛЕКТРИЧНИЙ ШАР (ПЕШ) — тонкий шар на межі двох фаз із просторово розділених електричних зарядів протилежного знаку. У випадку ліозолей ПЕШ складається з йонів одного знаку, які міцно зв'язані з дисперсною фазою (*потенціалвизначальні йони*), і еквівалентної кількості протилежно заряджених йонів, які знаходяться у рідкому дисперсійному середовищі біля міжфазної поверхні (*протийони*). Заряд на поверхні твердої фази розглядається як поверхневий заряд. Структура шару протийонів згідно з теорією Гуї-Чепмена складається з двох шарів — щільного і дифузного. Наявність останнього пояснюється тепловим рухом молекул. Крива електричного потенціалу у приповерхневій зоні має крутішу ділянку — де більше компенсуючих протийонів і менш круту — де їх менше. Дифузна частина 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.

ПОРЯДОК РЕАКЦІЇ – по даної речовині – показник ступеня при концентрації цієї речовини в кінетичному рівнянні. Сума порядків по всім речовинам 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 O_2 , загальний (сумарний) порядок реакції 3. Для елементарних реакцій порядок – цілочисельну величина, що збігається з МОЛЕКУЛЯРНІСТЮ РЕАКЦІЇ. Для інших реакцій порядки визначаються тільки експериментально, причому вони можуть мати як цілочисельне, так і дробове (і навіть нульове) значення.

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 другими електронами».

ПРАВИЛО ОКТЕТА – атоми елементів прагнуть до найбільш стійкої електронної конфігурації. Найпоширеніша стійка електронна конфігурація – з завершеною зовнішньою електронною оболонкою з 8 електронів (з октетом електронів).

ПРИНЦИП ПАУЛІ. (Заборона Паулі) – «Ніякі два електрони в одному атомі не можуть характеризуватися однаковим набором всіх чотирьох квантових чисел n , l , m_l і m_s ».

ПРОВАЛ ЕЛЕКТРОНА – те ж, що "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, 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.

РАДІОХІМІЯ – розділ хімії, що 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.

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 всередині його рентгенівські промені розсіюються і відбиваються 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 воно використовується для позначення того, що заповнює простір і має масу. У більш вузькому сенсі – речовина це те, з чого складаються навколишні 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*".

РОЗЧИННІСТЬ – 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.

РОЗЧИННИ – 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.

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 часток під дією сили тяжіння або відцентрової сили переважає над хаотичним тепловим рухом часток.

СКЛАДНА РЕЧОВИНА – речовина, яка складається з молекул, побудованих з атомів різних елементів. Приклади: сіль, цукор, діоксид вуглецю, бензин, вода і т.д.

СОЛІ – складні речовини, в яких атоми металу пов'язані з кислотними залишками.

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 (ОН-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.

СОРБЦІЯ (від лат. *Sorbeo* — поглинаю) — захоплення газу або пари твердим тілом або рідиною[1]. 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 високопористими тілами.

СТАНДАРТНА ЕНТАЛЬПІЯ УТВОРЕННЯ РЕЧОВИНИ – тепловий ефект реакції утворення даної речовини з елементів за певних умов. Див. також ТЕПЛОВОЇ ЕФЕКТ, СТАНДАРТНІ УМОВИ та ЕНТАЛЬПІЯ.

СТАНДАРТНІ УМОВИ, СТАНДАРТНІ СТАНИ (не плутати з НОРМАЛЬНИМИ УМОВАМИ!) – стан речовини при 25°C (298°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 ОРБІТИ – в квантовій теорії – електронні орбіти навколо атомного ядра, перебуваючи на яких електрон може існувати, не випромінюючи і не поглинаючи енергію.

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 цьому з'єднанні, якби воно могло 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), $\text{O} = \text{C} = \text{O}$ (молекула CO_2) і т.д. Рекомендується в структурних формулах зображати також і неподіленої пари електронів.

СУБАТОМНІ ЧАСТИНКИ (елементарні частинки) – ряд різних за своїми властивостями мікročастинки, з яких складаються атоми. Назва "елементарні" було прийнято у зв'язку з тим, що ці частки 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.

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 пізньолат. *suspensio* – підвішування) — дисперсна система з рідким дисперсійним середовищем та твердою диспергованою (дисперсною) фазою, частинки якої достатньо великі, щоб протидіяти броунівському руху. На відміну від високодисперсних систем, в суспензії частинки відносно швидко седиментують (випадають в осад, або спливають на поверхню рідини).

ТЕПЛОВОЇ 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 ($Q = -\Delta H$).

ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ:

- З'ЄДНАННЯ – коли два (або більше) речовини-реагенту з'єднуються в одну, більш складну речовину;
- РОЗКЛАДАННЯ – коли одне складне вихідна речовина розкладається на два або кілька простіших;
- ОБМІНУ – коли реагенти обмінюються між собою атомами або цілими складовими частинами своїх молекул (складними іонами).
- ЗАМІЩЕННЯ – реакції обміну, в яких бере участь якась проста речовина, що заміщає 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 – реакції всіх перерахованих вище типів, в яких відбувається зміна ступеня окислення будь-яких атомів в реагуючих молекулах.

ТИТРУВАННЯ – спосіб визначення молярності 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.

УЛЬТРАФІОЛЕТОВЕ ВИПРОМІНЮВАННЯ – електромагнітне випромінювання (світло), довжина хвилі якого коротше довжини хвилі видимого фіолетового кольору. Див. також "*довжина хвилі*".

ФІЗИЧНІ ЯВИЩА – явища, які не супроводжуються перетворенням одних речовин в інші шляхом розриву і утворення зв'язків в їх молекулах.

ФЛОТАЦІЯ (від фр. Flottation) — спосіб розділення сумішей твердих дрібних частинок, що належать різним речовинам, а також виділення крапель дисперсної фази з емульсій, заснований на їх різній змочуваності і здатності 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 — флотореагентів.

ХІМІЧНІ ЯВИЩА – явища, при яких одні речовини, що володіють певним складом і властивостями, перетворюються в інші речовини – з іншим складом та іншими властивостями. При цьому у складі атомних ядер змін не відбувається. Хімічні явища називають інакше *хімічними реакціями*.

ХІМІЯ – наука про речовини та закони, за якими відбуваються їх перетворення в інші речовини.

ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ – кількість речовини, що вступає в реакцію або утворюється при реакції за одиницю часу в одиниці об'єму системи. Має розмірність $\text{моль/л} \cdot \text{сек}^{-1}$.

ЯДЕРНІ РЕАКЦІЇ – перетворення одних речовин в інші, але не шляхом розриву і утворення хімічних зв'язків, а шляхом зміни будови ядер елементів, що беруть участь в таких реакціях.

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
Кількість речовини	моль	моль
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	$6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Постійна Фарадея	F	$9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль
Газова постійна	R	8,31 Дж/(моль·К)

Таблиця 4.

НАЗВИ НАЙВАЖЛИВІШИХ 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)	Сульфит
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	Фосфит
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
НСООН	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	Двуххромовна	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 (Кд) і рК деяких слабких кислот

Слабкі кислоти	Формула	ступень	Константи дисоціації	
			Кд	рК = – lgКд
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	$5.6 \cdot 10^{-11}$	10.35
Оцтова (льодова)	CH_3COOH	—	$1.8 \cdot 10^{-5}$	4.74
Ортофосфорна (фосфорна)	H_3PO_4	I ст	$7.52 \cdot 10^{-3}$	2.12
		II ст	$6.23 \cdot 10^{-8}$	7.21
		III ст	$2.2 \cdot 10^{-3}$	12.67
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 ($\Delta H_{f,298}^0$)
І СТАНДАРТНІ ЕНТРОПІЇ (S_{298}^0) ДЕЯКИХ РЕЧОВИН

Речовина	Стан	$\Delta H_{f,298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , 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
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 (φ°))**

Метал	φ° , В
Li^+/Li	-3,045
Rb^+/Rb	-2,925
K^+/K	-2,924
Cs^+/Cs	-2,923
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	-1,700
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	$\pm 0,000$
$\text{Sb(III)}/\text{Sb}$	+0,240
$\text{Re(III)}/\text{Re}$	+0,300
$\text{Bi(IV)}/\text{Bi}$	+0,317
Cu^{2+}/Cu	+0,338
$\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}$	+0,796
Ag^+/Ag	+0,799
Rh^{3+}/Rh	+0,800
Pd^{2+}/Pd	+0,915
$\text{Pt(II)}/\text{Pt}$	+0,963
Au^+/Au	+1,691

Таблиця 12.

СТАНДАРТНІ ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ (φ°)
У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ ПРИ 25°C

Елемент	Електродний процес	φ° , 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
	$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,63
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+ 0,88
	$\text{ClO}^{3-} + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,45
	$\text{ClO}^{3-} + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+ 0,63
	$\text{ClO}^{4-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{ClO}^{3-} + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,189
	$2\text{HCl}_{(\text{r})} + 2\text{H} + 2\bar{e} = \text{Cl}_{2(\text{водн})} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 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	φ° , 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 АНІОНИ	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr 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⁺
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
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Д	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Д	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	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	?
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
HS ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
CN ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
SO ₃ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
HSO ₃ ³⁻	Р	?	Р	Р	Р	Р	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
HSO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	Д	?	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
PO ₃ ⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Д	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO ₄ ²⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	М	Н	?	?	?
H ₂ PO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Д	Д	Д	Д	?	?	Д	?	?	?	?	?	?	Д	?	Д	?	?	?	?
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Н	?	Н	?	?	?	?
HCO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Д	Д	Д	Д	?	?	Д	?	?	?	?	?	?	?	?	Д	?	?	?	?
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	Н	Н	?	?	Н	?	?	М	М
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д	Д

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. МЕНДЕЛЄЄВА

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 28 55.847	Co 27 58.933	Ni 28 58.700
	29 Cu 63.546	30 Zn 65.380	31 Ga 69.720	32 Ge 72.590	33 As 74.922	34 Se 78.960	35 Br 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 107.868	48 Cd 112.410	49 In 114.820	50 Sn 118.690	51 Sb 121.750	52 Te 127.600	53 I 126.905			54 Xe 131.300
VI	Cs 55 132.905	Ba 56 137.330	La ⁵⁷ -Lu ⁷¹ 138.906	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 196.967	80 Hg 200.590	81 Tl 204.370	82 Pb 207.200	83 Bi 208.980	84 Po [209]	85 At [210]			86 Rn [222]
VII	Fr 87 [223]	Ra 88 226.025	Ac ⁸⁹ -Lr ¹⁰³ 227.028	Ku 104 [261]	Ns 105 [261]					

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

ОСНОВНА

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии, .:Химия,1988.
2. Фримантл М. Химия в действии (в двух частях), М.: Мир. 1991.
3. Пасынский А.Г. Коллоидная химия, М.: Высшая школа, 1979.
4. Романова Н.В. Загальна хімія. – К.: Перун. 1998. – 480 с.
5. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія, Київ: «Вища школа», 1971.
6. Сборник вопросов и задач по физической химии для самоконтроля: Учеб. пособие для вузов/ А.Г. Атанасянц, С.Ф. Белевский, Г.С. Каретников и др.; Под ред. С.Ф. Белевский. – М.: Высш. школа, 1979. – 119 с.

ДОДАТКОВА

1. Гуськова Л.Г., Шиманович И.Л, Химия – М.: «Высшая школа», 1980. – 96 с.
2. Моисеев Н.Н. Историческое развитие и экологическое образование. – М.: МНЗПУ 1995. – 56 с.
3. Реймерс Н.Ф. Природопользование: Словарь – справочник – М.: Мысль, 1990. – 637 с.
4. Митрясова О.І. Хімічні основи екології. – К.: Перун, 1999. 192 с.
5. Фелленберг Г. Загрязнение природной среды. Введение в экологическую химию Пер. с нем. – М.: Мир, 1997. – 232 с.

ЗМІСТ

ВСТУП	3
1. МЕТОДИКА РІШЕННЯ ХІМІЧНИХ ЗАДАЧ	5
1.1. АЛГОРИТМ РІШЕННЯ ХІМІЧНИХ ЗАДАЧ	5
1.2. ДЕЯКІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ЩОДО РОЗРАХУНКІВ	6
2. ПОЧАТКОВІ ЗНАННЯ З ХІМІЇ	13
2.1. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК	13
2.1.1. ПРОСТІ РЕЧОВИНИ	13
2.1.1.1. МЕТАЛИ	13
2.1.1.2. НЕМЕТАЛИ	14
2.1.2. СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ ТА ЇХ ВЛАСТИВОСТІ	14
2.1.2.1. ОКСИДИ	14
2.1.2.2. КИСЛОТИ	15
2.1.2.3. ОСНОВИ	17
2.1.2.4. СОЛІ	18
2.2. НОМЕНКЛАТУРА СКЛАДНИХ СПОЛУК	20
2.2.1. НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДІВ	20
2.2.2. НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВ	20
2.2.3. НОМЕНКЛАТУРА КИСЛОТ	21
2.2.4. НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ	22
Тема I. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ	26
1. ЕКВІВАЛЕНТ ПРОСТИХ І СКЛАДНИХ РЕЧОВИН	26
2. ОСНОВНІ ГАЗОВІ ЗАКОНИ	34
2.1. ПАРЦІАЛЬНИЙ ТИСК ГАЗІВ	38
2.2. ОБ'ЄМНИЙ ВМІСТ ГАЗУ В ГАЗОВІЙ СУМІШІ	39
3. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ І РІВНЯННЯМИ	43
3.1. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ РЕЧОВИНИ	45
3.2. ВИЗНАЧЕННЯ ФОРМУЛИ РЕЧОВИНИ	47
3.3. РІВНЯННЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	49
Тема II. БУДОВУ АТОМА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК	55
1. ЕЛЕКТРОННА СТРУКТУРА АТОМІВ	55
2. ХІМІЧНІ ЗВ'ЯЗКИ	63
2.1. КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗК	64
2.2. ІОННИЙ ЗВ'ЯЗОК	71
2.3. ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК	72
2.4. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ	74
2.5. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ	76
2.5.1. СКЛАД КОМПЛЕКСНОГО ІОНА	76
2.5.2. НОМЕНКЛАТУРА КООРДИНАЦІЙНИХ СПОЛУК	79
2.5.3. РІВНОВАГИ У РОЗЧИНАХ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК	82

Тема III. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	86
1. ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ	86
1.1. ЕНТАЛЬПІЯ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ	87
1.2. ЕНТРОПІЯ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ	90
1.3. ЕНЕРГІЯ ГІББСА	91
2. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	99
2.1. ВПЛИВ КОНЦЕНТРАЦІЇ НА ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЙ	100
2.2. ВПЛИВ ТЕМПЕРАТУРИ НА ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЙ	102
2.3. ВПЛИВ КАТАЛІЗАТОРІВ НА ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЙ	104
3. ХІМІЧНА ДИНАМІЧНА РІВНОВАГА	109
Тема IV. РОЗЧИНИ	118
1. КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ	118
1.1. РОЗЧИННІСТЬ	124
2. ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ	128
2.1. ТОНОМЕТРИЧНИЙ ЗАКОН РАУЛЯ	128
2.2. КРІОСКОПІЧНИЙ ЗАКОН РАУЛЯ	129
2.3. ЕБУЛІОСКОПІЧНИЙ ЗАКОН РАУЛЯ	130
2.4. ЗАКОН ВАНТ-ГОФФА	131
3. КОНСТАНТА І СТУПЕНЬ ДИСОЦІАЦІЇ	134
3.1. СИЛЬНІ ЕЛЕКТРОЛІТИ. АКТИВНІСТЬ ІОНІВ	145
3.2. ІОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ	146
4. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	153
Тема V. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ	165
1. ОКИСЛЮВАЛЬНО – ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	165
1.1. СКЛАДАННЯ РІВНЯНЬ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ	167
2. ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОЇ ЕНЕРГІЇ	172
2.1. ЕЛЕКТРОРУШІЙНА СИЛА ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА	174
3. ЕЛЕКТРОЛІЗ	183
Тема VI. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ	190
1. ДИСПЕРСНІСТЬ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ	191
2. БУДОВА МІЦЕЛИ	195
3. СТІЙКІСТЬ І КОАГУЛЯЦІЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ	205
КОРОТКИЙ СЛОВНИК ТЕРМІНІВ	216
ДОДАТКИ	243
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ	258
ЗМІСТ	259

Збірник методичних вказівок до СРС та практичних занять з курсу "Загальна хімія" для студентів III-ого курсу гідрометеорологічного інституту, які навчаються за напрямом підготовки "Гідрометеорологія"

Укладач: канд.хім.наук, доцент Костік Володимир Вікторович;

Підп. до друку _____ Формат _____ Папір друк. №_____

Условн. друк. стор. _____ Тираж _____ заст. №_____

Одеський державний екологічний університет

65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15