

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені О.О.БОГОМОЛЬЦЯ

МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК
Розрахункові та ситуаційні задачі
З КУРСУ
"ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ"

ДЛЯ СТУДЕНТІВ ФАРМАЦЕВТИЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ

КИЇВ 2023

Методичний посібник з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» для студентів 1 курсу
за освітнім рівнем «другий (магістерський) рівень вищої освіти», спеціальністю
226 «Фармація, промислова фармація»

Укладачі:

Костирко Олена Олегівна, к.х.н., доцент
Одарич Ірина Анатоліївна НВП "Єнамін" хімік
Калібабчук Валентина Олександрівна, д.х.н., професор

ЗАТВЕРДЖЕНО

на засіданні кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії
Протокол № 20 від 10.05.23.

Завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії
НМУ імені О.О. Богомольця,
к.х.н., доцентка _____

Г.М. Зайцева

Голова циклової методичної комісії
зі спеціальності “Фармація, промислова фармація”
НМУ імені О.О.Боомольця, доктор медичних наук,
професор

І.В. Ніженковська

31.08.2023р. протокол №_1__

ЗМІСТ

1. Періодичний закон ім. Д.І.Менделєєва. Окисно-відновні процеси. Гідроліз солей.	4
2. Комплексні сполуки.	14
3. Розчини. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів.....	20
4. Іонний добуток води. Водневий показник.	31
5. Хімічна рівновага. Добуток розчинності.....	43
6. Теплові ефекти хімічних реакцій в розчинах. Направленість процесів.....	54
7. Кінетика біохімічних реакцій.	68
8. Додаток	80

1. Періодичний закон ім. Д.І.Менделєєва. Окисно-відновні процеси. Гідроліз солей.

Таблиця 1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик

Термін	Змістове значення
Електронна конфігурація атома	Запис розподілу електронів по енергетичним рівням та підрівням в атомі. Електрони заселяють атомні орбіталі, починаючи з підрівня, що має найнижчу енергію. Послідовність в зростанні енергії підрівнів така: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \leq 3d < 4p < 5s \leq 4d < 5p < 6s \leq 5d \leq 4f$ і так далі.
Валентні електрони	Електрони, що приймають участь в утворенні хімічних зв'язків. У s- та p- елементів валентними є електрони орбіталей зовнішнього рівня, а у d-елементів – електрони s-орбіталі зовнішнього рівня та d-орбіталей передзовнішнього рівня.
Хімічний зв'язок	Сукупність взаємодій, що зв'язує окремі атоми в молекули, іони, радикали, кристали. В залежності від характеру розподілу електронної густини між взаємодіючими атомами розрізняють ковалентний, іонний, металічний зв'язки.
Електронегативність	Відносна здатність атомів елемента притягувати до себе спільні електронні пари.
Ступінь окиснення	Умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома.
Окисно-відновні реакції	Хімічні реакції, що протікають зі зміною ступенів окиснення атомів, які входять до складу реагуючих речовин. Зміна ступенів окиснення відбувається шляхом перерозподілу електронів між атомом-окисником та атомом-відновником.
Відновник	Речовина, молекули або іони якої містять атоми, що здатні віддавати електрони, наприклад: 1.Метали у вільному стані, особливо лужні та лужноземельні. 2.Водень, карбон. 3.Сполуки неметалів у найнижчих ступенях окиснення $\overset{-2}{S}, \overset{-2}{Se}, \overset{-3}{N}, \overset{-3}{P}, \overset{-1}{I}, \overset{-1}{Cl}, \overset{-1}{Br}$. 4.Сполуки деяких металів у нижчих ступенях окиснення ($\overset{+2}{Mn}, \overset{+3}{Cr}, \overset{+2}{Pb}$).

	5. Гідриди металів (NaH, CaH ₂). 6. Пероксид водню.
Окисник	Речовина, молекули або іони якої містять атоми, що здатні приєднувати електрони, наприклад: 1. Вільні галогени (F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂), кисень. 2. Азотна кислота HNO ₃ та оксиди нітрогену (N ₂ O ₅ , NO ₂ , N ₂ O), концентрована сульфатна кислота H ₂ SO ₄ . 3. Сполуки галогенів з позитивним ступенем окиснення (HClO, HClO ₂ , HClO ₃ , HClO ₄). 4. Сполуки деяких металів у вищому ступені окиснення (Mn, Mn, Cr, Pb, тощо). 5. Пероксиди водню (H ₂ O ₂), металів (Na ₂ O ₂ , KO ₂ , BaO ₂) тощо.
Окиснення	Процес віддавання атомом електронів, наприклад: $Fe^0 - 3e \rightarrow Fe^{+3}$
Відновлення	Процес приєднання електронів, наприклад: $Cu^{+2} + 2e \rightarrow Cu^0$
Електролітична дисоціація	Процес розпаду речовини на іони при розчиненні її у воді (та інших розчинниках) або при плавленні.
Електроліти	Речовини, розплави або розчини яких, проводять електричний струм внаслідок дисоціації на іони. Прикладами електролітів можуть служити кислоти, солі та основи.
Ступінь дисоціації	Кількісна характеристика процесу дисоціації, що дорівнює відношенню кількості електроліту, який розпався на іони n_i до загальної кількості електроліту в розчині n_0 : $\alpha = \frac{n_i}{n_0}$ Ступінь дисоціації залежить від природи речовини, природи розчинника, концентрації речовини та температури.
Сильні електроліти	Електроліти, що у розведених водних розчинах практично цілком дисоціюють (розпадаються) на іони. Сильними електролітами є розчинні основи (лути), сильні мінеральні кислоти і усі розчинні солі.
Слабкі електроліти	Електроліти, що навіть у розведених водних розчинах не дисоціюють цілком на іони. До слабких електролітів належать малорозчинні основи,

	амфотерні гідроксиди, слабкі мінеральні кислоти і малорозчинні солі. До слабких електролітів належать майже усі органічні кислоти, вода, амонію гідроксид.
Кислотність та лужність розчинів	У воді (та у водних розчинах) завжди присутня деяка кількість іонів H^+ та OH^- , які утворюються внаслідок оборотної дисоціації: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- ; K_d = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ моль/л}$ <u>Нейтральними</u> називають розчини, в яких концентрації іонів H^+ та OH^- рівні. <u>Кислими</u> називають розчини, в яких концентрація іонів H^+ більша за концентрацію іонів OH^- . <u>Лужними</u> називають розчини, в яких концентрація іонів H^+ менша за концентрацію іонів OH^- .
Кислота	Електроліт, при дисоціації якого з катіонів утворюються лише H^+ , наприклад: $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$ $CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$
Сильні кислоти	Кислоти, що є сильними електролітами та дисоціюють у водних розчинах практично повністю. До сильних кислот відносяться такі: $H_2SO_4, HNO_3, HCl, HBr, HI, HMnO_4, HClO_4, H_2CrO_4$
Основи	Електроліт, при дисоціації якого з аніонів утворюються лише OH^- , наприклад: $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$ $NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ Більшість основ у воді нерозчинні або малорозчинні.
Сильні основи (луги)	Основи, що є сильними електролітами та дисоціюють у водних розчинах практично повністю. До сильних основ відносяться основи, утворені лужними та лужноземельними металами: $LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH$ $Ca(OH)_2, Sr(OH)_2, Ba(OH)_2$
Реакція нейтралізації	Реакція між основою та кислотою, продуктом якої є сіль та вода, наприклад: $H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$ $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
Солі	Солі – речовини, до складу яких, входять кислотні залишки (аніони), поєднані з катіонами різного походження (іони металів, металоподобні групи, як NH_4^+ , та ін.). Солі, які розчинні у воді, є сильними електролітами.
Гідроліз солей	Взаємодія іонів солі з водою, при якій відбувається утворення малодисоційованих сполук, порушується рівновага дисоціації води, і, як правило, змінюється

	реакція середовища. Гідролізу зазнають солі, утворені: 1) катіоном слабкої основи та аніоном сильної кислоти; 2) катіоном сильної основи та аніоном слабкої кислоти; 3) катіоном слабкої основи та аніоном слабкої кислоти.
Ступінь гідролізу	Кількісна характеристика процесу гідролізу, що дорівнює відношенню кількості частинок, які зазнали гідролізу n_{Γ} , до їх кількості перед початком гідролізу n_0 : $\alpha_{\Gamma} = \frac{n_{\Gamma}}{n_0}$
Алгоритм виконання вправ за темою «Гідроліз солей»	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Визначити розчинність солі за таблицею розчинності. 2. Вказати силу основи та кислоти, які утворюють сіль. Зробити висновок про можливість гідролізу. 3. Записати рівняння дисоціації солі. Вказати який іон солі буде реагувати з водою. 4. Записати іонне та молекулярне рівняння реакції гідролізу. У випадку багатозарядних іонів лише для першої стадії. 5. Визначити реакцію середовища розчину солі, яке буде <ol style="list-style-type: none"> а) кислим, якщо сіль утворена сильною кислотою та слабкою основою; б) лужним, якщо сіль утворена сильною основою та слабкою кислотою; в) нейтральним (або близьким до нейтрального – слабкокислим, слабколужним), якщо сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою. 	

Приклади виконання вправ

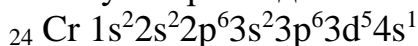
Приклад 1

Написати електронну формулу атома хрому та іона Cr^{3+} .

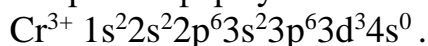
Розв'язок:

Порядковий номер хрому в періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва вказує на кількість електронів в атомі (24).

Записуємо розподіл електронів по рівням та підрівням атома хрому:



електронна формула іона Cr^{3+} :



Приклад 2

Електронна конфігурація $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6 4s^2$ відповідає атому:

а) натрію б) кальцію в) літію г) берилію

Розв'язок:

Порядковий номер елемента в періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва вказує на кількість електронів в атомі. Електронна конфігурація $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6 4s^2$ відповідає атому з порядковим номером 20 ($2+2+6+2+6+2=20$), це кальцій.

Приклад 3

Визначте ступінь окиснення нітрогену у речовинах: а) N_2O_4 , б) HNO_3 , в) $(NH_4)_2CO_3$.

Розв'язок:

а) Ступінь окиснення нітрогену x , кисню -2. Виходячи з нейтральності молекули, складаємо рівняння: $2x + 4(-2) = 0$, звідси $x = +4$, тобто ступінь окиснення нітрогену в N_2O_4 дорівнює +4.

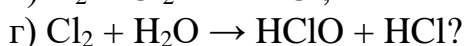
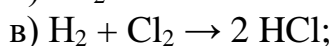
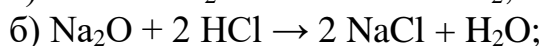
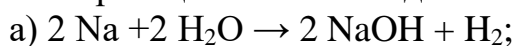
б) Ступінь окиснення нітрогену x , гідрогену +1, кисню -2. Виходячи з нейтральності молекули, складаємо рівняння: $(+1) + x + 3(-2) = 0$, звідси $x = +5$, тобто ступінь окиснення нітрогену в HNO_3 дорівнює +5.

в) Ступінь окиснення гідрогену +1, кисню -2, карбону в карбонатах (солях вугільної кислоти H_2CO_3) +4, нітрогену x . Складаємо рівняння:

$2x + 2 \cdot 4(+1) + (+4) + 3(-2) = 0$, звідси $x = -3$, тобто ступінь окиснення нітрогену в $(NH_4)_2CO_3$ дорівнює -3.

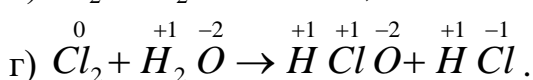
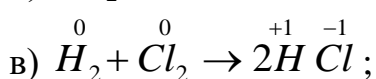
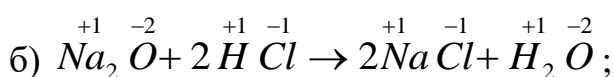
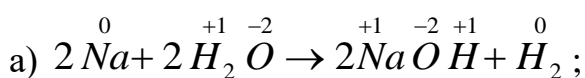
Приклад 4

Які з реакцій є окисно-відновними:



Розв'язок:

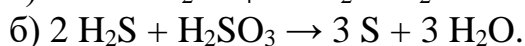
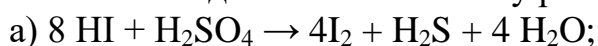
Визначаємо, в яких із зазначених рівнянь реакцій змінюються ступені окиснення атомів:



Ступені окиснення атомів змінюються в реакціях а, в, г, отже, вони є окисно-відновними.

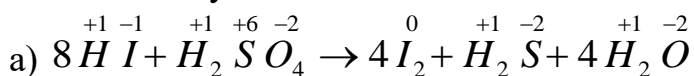
Приклад 5

Зазначити відновник і окисник у реакціях:

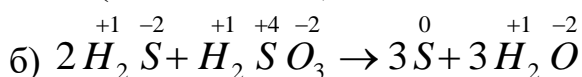


Розв'язок:

Відновник в ході окисно-відновних реакцій віддає електрони, підвищуючи свій ступінь окиснення. Окисник приєднує електрони, знижуючи свій ступінь окиснення. Тому необхідно визначити, які атоми в зазначених рівняннях змінюють ступені окиснення:



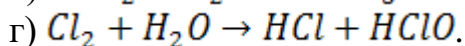
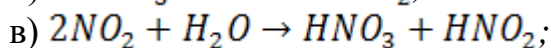
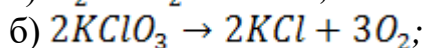
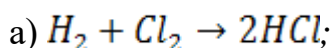
$\overset{+1}{H} \overset{-1}{I}$ (йодид-іон I^-) – відновник, H_2SO_4 (сульфат іон SO_4^{2-} або S^{+6}) – окисник.



H_2S (S^{-2}) – відновник, H_2SO_3 (іон SO_3^{2-} або S^{+4}) – окисник.

Приклад 6

Визначити типи окисно-відновних реакцій:

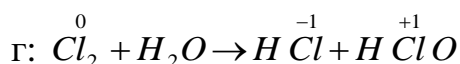


Розв'язок:

У реакції а: $\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2 \overset{+1}{H} \overset{-1}{Cl}$ окисником і відновником є елементи різних молекул тому тип окисно-відновної реакції міжмолекулярний.

У реакції б: $2 \overset{+5}{K} \overset{-2}{Cl} \overset{-2}{O_3} \rightarrow 2 \overset{-1}{K} \overset{-1}{Cl} + 3 \overset{0}{O_2}$ окисником і відновником є елементи однієї сполуки тому тип окисно-відновної реакції внутрішньомолекулярний.

У реакціях в: $2 \overset{+4}{N} \overset{-2}{O_2} + H_2O \rightarrow \overset{+5}{H} \overset{-1}{N} \overset{-2}{O_3} + \overset{+3}{H} \overset{-1}{N} \overset{-2}{O_2}$,



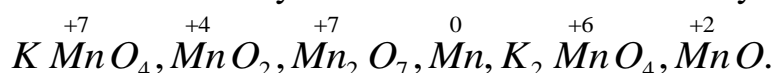
один і той же елемент виступає як окисник і як відновник тому тип окисно-відновної реакції диспропорціювання.

Приклад 7

У яких із зазначених речовин манган може виявляти тільки окисні властивості, а в яких – тільки відновні: $KMnO_4$, MnO_2 , Mn_2O_7 , Mn , K_2MnO_4 , MnO ?

Розв'язок:

Визначаємо ступені окиснення мангану в зазначених сполуках:

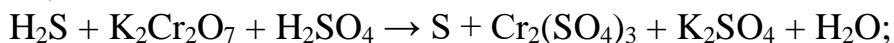


Найвищий ступінь окиснення, характерний для мангану, +7 виявляється в сполуках $KMnO_4$, Mn_2O_7 . Отже, манган у цих сполуках може бути тільки окисником, тобто знижувати свій ступінь окиснення. Найменший ступінь

окиснення Mn^0 – у простій речовині. Отже, металічний марганець може бути тільки відновником, підвищуючи свій ступінь окиснення.

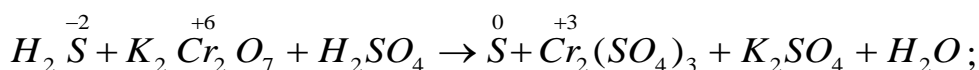
Приклад 8

Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти в окисно-відновній реакції:



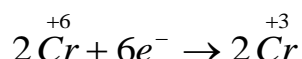
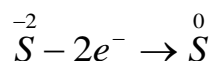
Розв'язок:

Записуємо схему реакції із зазначенням ступенів окиснення елементів, котрі їх змінюють:

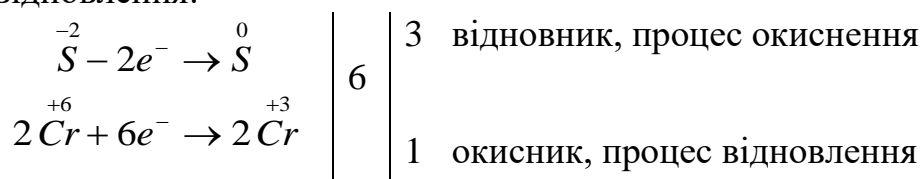


Тут H_2S - відновник, а $K_2Cr_2O_7$ – окисник.

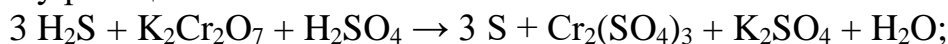
Складаємо електронні рівняння, враховуючи, що $K_2Cr_2O_7$ і $Cr_2(SO_4)_3$ кількістю речовини 1 моль містять 2 моль хрому:



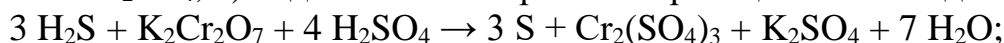
Знаходимо коефіцієнти біля відновника, окисника і продуктів їх окиснення і відновлення:



Одержані коефіцієнти біля відновника H_2S і продукту його окиснення S , окисника $K_2Cr_2O_7$ і продукту його відновлення $Cr_2(SO_4)_3$ підставляємо в схему реакції:



Решту коефіцієнтів підбираємо в такій послідовності: 1) сіль K_2SO_4 , 2) кислота H_2SO_4 , 3) вода. Остаточне рівняння реакції має вигляд:



Для перевірки правильності підбору коефіцієнтів обчислюємо кількість речовини кисню в лівій і правій частинах рівняння.

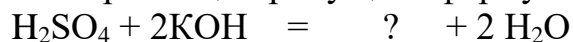
У лівій частині: $(7 + 4 \cdot 4)$ моль = 23 моль

У правій частині: $(3 \cdot 4 + 4 + 7)$ моль = 23 моль

Отже, рівняння написане правильно.

Приклад 9

В рівнянні нейтралізації пропущена формула. Допишіть її



Розв'язок:

Реакція нейтралізації – це взаємодія кислоти з основою, в результаті якої утворюється сіль і вода. Отже в рівнянні пропущена формула солі. Кількість речовин у лівій частині рівняння повинна дорівнювати кількості речовин у правій частині рівняння, таким чином у правій частині рівняння не вистачає $2K^+$, SO_4^{2-} . В рівнянні нейтралізації пропущена формула K_2SO_4 (калій сульфат).

Приклад 10

Визначити, в розчинах яких з наведених солей відбувається гідроліз:

ферум (III) нітрат;	натрій сульфат;	барій сульфат;
калій нітрат;	натрій сульфід;	амоній карбонат;
кальцій хлорид;	аргентум бромід;	кальцій карбонат.

Розв'язок:

Аналіз можливості протікання гідролізу проводимо у відповідності до алгоритму, наведеного в таблиці 1.

- 1) За таблицею розчинності визначити які з солей розчинні у воді, а які нерозчинні.

Розчинні у воді солі:

ферум (III) нітрат $Fe(NO)_3$

калій нітрат KNO_3

кальцій хлорид $CaCl_2$

натрій сульфат Na_2SO_4

натрій сульфід Na_2SO_3

амоній карбонат $(NH_4)_2CO_3$

Нерозчинні у воді солі:

аргентум бромід $AgBr$

барій сульфат $BaSO_4$

кальцій карбонат $CaCO_3$

Оскільки ці солі нерозчинні у воді, то і гідролізу у водних розчинах не зазнають.

- 2) Визначити чи входить до складу розчинних солей катіон слабкої основи або аніон слабкої кислоти.

$Fe(NO)_3$ – сіль утворена сильною кислотою HNO_3 та слабкою основою $Fe(OH)_3$. Гідроліз відбувається за катіоном.

KNO_3 – сіль утворена сильною кислотою HNO_3 та сильною основою KOH . Гідроліз не відбувається.

$CaCl_2$ – сіль утворена сильною кислотою HCl та сильною основою $Ca(OH)_2$. Гідроліз не відбувається.

Na_2SO_4 – сіль утворена сильною кислотою H_2SO_4 та сильною основою $NaOH$. Гідроліз не відбувається.

Na_2SO_3 – сіль утворена слабкою кислотою H_2SO_3 та сильною основою $NaOH$. Гідроліз відбувається за аніоном.

$(NH_4)_2CO_3$ – сіль утворена слабкою кислотою H_2CO_3 та слабкою основою $NH_3 \cdot H_2O$. Гідроліз відбувається за аніоном та за катіоном одночасно.

Відповідь: гідроліз відбувається в розчинах ферум(III) нітрату, натрій сульфіді, амоній карбонату.

Приклад 11

Яка реакція середовища в водному розчині барій хлориду? Відповідь аргументувати.

Розв'язок:

Середовище водного розчину солі може відрізнитись від нейтрального в тому випадку, коли в розчині відбувається гідроліз цієї солі.

$BaCl_2$ – це розчинна сіль, утворена сильною кислотою HCl та сильною основою $Ba(OH)_2$. Гідроліз не відбувається, отже середовище в розчині барій хлориду нейтральне.

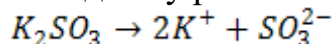
Приклад 12

Яка реакція середовища в водному розчині калій сульфіту? Відповідь аргументувати.

Розв'язок:

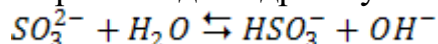
1) K_2SO_3 – це розчинна сіль, утворена слабкою кислотою H_2SO_3 та сильною основою KOH . Дана сіль зазнає гідролізу.

2) У водному розчині сіль дисоціює на іони:

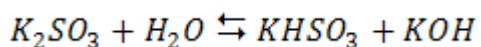


З водою буде реагувати аніон SO_3^{2-} , оскільки саме йому відповідає слабкий електроліт.

3) Перша стадія гідролізу:



скорочене іонне рівняння



молекулярне рівняння

Відповідь: середовище розчину калій сульфіту лужне, оскільки в результаті гідролізу солі в розчині збільшується кількість іонів OH^- .

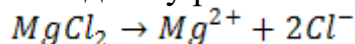
Приклад 13

Яка реакція середовища в водному розчині магній хлориду? Відповідь аргументувати.

Розв'язок:

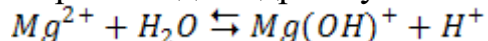
1) $MgCl_2$ – це розчинна сіль, утворена сильною кислотою HCl та слабкою основою $Mg(OH)_2$. Дана сіль зазнає гідролізу.

2) У водному розчині сіль дисоціює на іони:

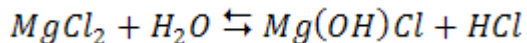


З водою буде реагувати катіон Mg^{2+} , оскільки саме йому відповідає слабкий електроліт.

3) Перша стадія гідролізу



скорочене іонне
рівняння



молекулярне рівняння

Відповідь: Середовище розчину магній хлориду кисле, оскільки в результаті гідролізу солі в розчині збільшується кількість іонів H^+ .

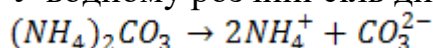
Приклад 14

Яка реакція середовища в водному розчині амоній карбонату? Відповідь аргументувати.

Розв'язок:

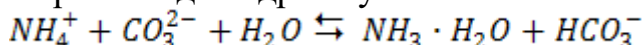
1) $(NH_4)_2CO_3$ – це розчинна сіль, утворена слабкою кислотою H_2CO_3 та слабкою основою $NH_3 \cdot H_2O$. Дана сіль зазнає гідролізу.

2) У водному розчині сіль дисоціює на іони:

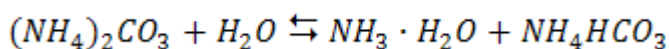


З водою будуть реагувати обидва іони.

3) Перша стадія гідролізу



скорочене іонне
рівняння



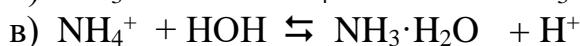
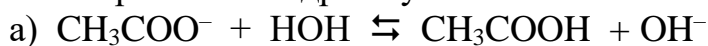
молекулярне рівняння

Відповідь: середовище розчину амоній карбонату близьке до нейтрального, оскільки в результаті гідролізу утворюється два слабких електроліта. Для більш точного визначення реакції середовища розчину необхідне кількісне порівняння сили продуктів гідролізу.

Приклад 15

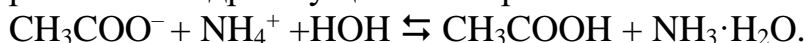
Встановити відповідність між формулою солі та іонним рівнянням гідролізу цієї солі. Сіль NH_4CH_3COO

Іонне рівняння гідролізу:



Розв'язок:

Амоній ацетат NH_4CH_3COO – сіль, утворена слабкою основою $NH_3 \cdot H_2O$ і слабкою кислотою CH_3COOH . Тому гідролізу підлягають як катіон (NH_4^+), так і аніон (CH_3COO^-) солі з утворенням малодисоційованих сполук. Іонним рівнянням гідролізу цієї солі є рівняння б:



Вправи для самостійного виконання

- 1.1 Написати електронні формули атомів карбону, нітрогену, хлору, калію, алюмінію, феруму, купруму.
- 1.2 Визначити ступені окиснення атому хлору в сполуках HCl , Cl_2 , $NaClO$, $KClO_3$, $HClO_4$. Які з цих речовин можуть бути
 - а) тільки окисниками;
 - б) тільки відновниками?
- 1.3 Скільки електронів приймає окисник в результаті перетворень:
 - а) $HNO_3 \rightarrow NO_2$
 - е) $H_2SO_4 \rightarrow SO_2$

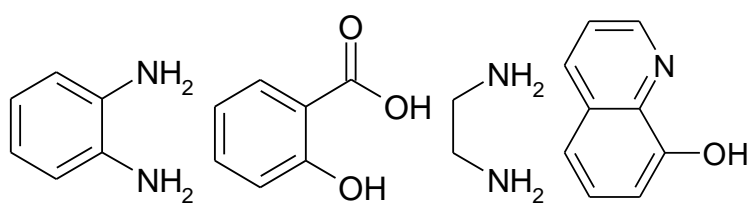
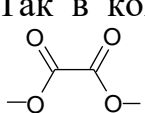
- б) $HNO_3 \rightarrow NO$ ж) $H_2SO_4 \rightarrow S$
 в) $HNO_3 \rightarrow N_2O$ з) $H_2SO_4 \rightarrow H_2S$
 г) $HNO_3 \rightarrow N_2$ и) $KMnO_4 \rightarrow MnO_2$
 д) $HNO_3 \rightarrow NH_4$ к) $KMnO_4 \rightarrow MnSO_4$?

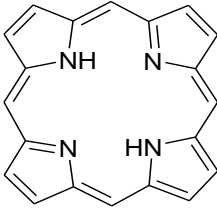
- 1.4 В рівнянні нейтралізації пропущена формула солі. Допишіть її
 $H_2S + 2NaOH = ? + 2H_2O$
- 1.5 Яка реакція середовища в водному розчині натрій фосфату? Відповідь аргументувати
- 1.6 Яка реакція середовища в водному розчині натрій ацетату? Відповідь аргументувати.
- 1.7 Яка реакція середовища в водному розчині магній ацетату? Відповідь аргументувати.
- 1.8 Яка реакція середовища в водному розчині алюміній хлориду? Відповідь аргументувати.
- 1.9 Яка реакція середовища в водному розчині калій карбонату? Відповідь аргументувати
- 1.10 Яка реакція середовища в водному розчині натрій сульфіді? Відповідь аргументувати.

2. Комплексні сполуки.

Таблиця 2. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик

Комплексні сполуки (координаційні сполуки)	Це частинки (нейтральні молекули або іони), які утворюються в результаті приєднання до даного іону (або атому), який називають комплексоутворювачем (центральним атомом, центральним іоном) нейтральних молекул або інших іонів, які називають лігандами.
Комплексоутворювач (центральний атом, центральний іон)	Типовими комплексоутворювачами є атоми елементів Cr, Co, Ni, Fe, Mn та катіони Ag^+ , Au^+ , Cu^+ , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Cd^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} тощо. Катіони s- та p-елементів також здатні бути комплексоутворювачами. Це катіони металів Be^{2+} , Al^{3+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , Pb^{2+} та атоми неметалів Si, B, P, N у певному ступені окиснення. Найменшу здатність до комплексоутворення виявляють лужні та лужноземельні метали.
Ліганди	Молекули неорганічних та органічних сполук (H_2O , NH_3 , CO тощо) чи іони (OH^- , CN^- , Cl^- , F^- , NO_2^- тощо), які за рахунок неподілених електронних пар, що надаються донорними атомами, утворюють

	ковалентні зв'язки з комплексоутворювачем за донорно-акцепторним механізмом. Наприклад: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$.
Координаційне число	Кількість σ -зв'язків, які утворює центральний атом з лігандами. У випадку монодентатних лігандів к.ч. дорівнює числу лігандів, що координуються навколо комплексоутворювача. Координаційне число центрального атома часто в два рази більше, ніж абсолютне значення його ступеня окиснення. Найбільш поширеними є комплексні сполуки з к.ч. 2, 4, 6. Приклади координаційних сполук з к.ч. 2: $\text{K}[\text{Ag}^+(\text{CN})_2]$; $[\text{Ag}^+(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; з к.ч. 4: $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$; $[\text{Pt}^{+2}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$. з к.ч. 6: $\text{K}_3[\text{Fe}^{+3}(\text{CN})_6]$; $[\text{Cr}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$.
Дентатність ліганду	Число σ -зв'язків, за допомогою яких ліганд зв'язаний з центральним атомом
Монодентатні ліганди	Містять один донорний атом та утворюють лише один зв'язок з комплексоутворювачем. Наприклад, F^- , Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , OH^- , NH_3 , H_2O тощо. Так в комплексній сполуці $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, кожен з шести лігандів (OH^-) зв'язаний з центральним атомом (Cr^{3+}) одним σ -зв'язком. $\left[\begin{array}{c} \text{HO} \quad \text{OH} \\ \quad / \\ \text{HO}-\text{Cr} \\ \quad \backslash \\ \text{HO} \quad \text{OH} \end{array} \right]^{3-}$
Бідентатні ліганди	Утворюють два зв'язки з центральним атомом. Наприклад:  Так в комплексній сполуці $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ - ліганд  зв'язаний з центральним іоном (Fe^{3+}) двома σ -зв'язками.
Тетрадентатні ліганди	Ліганди, які містять чотири донорні атоми та здатні утворювати чотири зв'язки з одним центральним атомом. Наприклад, порфірини та близькі їм за

	<p>структурою корріни. Найпростіший порфірин – порфін:</p> 
Внутрішня сфера	Комплексоутворювач та ліганди, що його оточують
Катіонні комплекси	Комплекси з позитивно зарядженою внутрішньою сферою: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.
Аніонні комплекси	Комплекси з негативно зарядженою внутрішньою сферою: $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.
Нейтральні комплекси	Комплекси з електронейтральною внутрішньою сферою: $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$.
Зовнішня сфера	Найчастіше це катіони лужних та лужноземельних металів та катіон амонію: $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, або аніони безкисневих, кисневмісних кислот та OH^- : $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$. Нейтральні комплекси не мають зовнішньої сфери: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^0$.
Заряд комплексного іону (внутрішньої сфери)	Дорівнює алгебраїчній сумі зарядів частинок, що його утворюють. Так у комплексі $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$: Al^{3+} –центральный іон; OH^- –ліганди, координаційне число Al^{3+} –6; $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ – внутрішня сфера, її заряд $(+3)+6(-1)=-3$; K^+ –зовнішня сфера, її заряд дорівнює заряду внутрішньої сфери з протилежним знаком (+3).
Зв'язок між внутрішньою та зовнішньою сферою комплексу	Іонний: $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow 3\text{K}^+ + [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] \rightarrow \text{K}^+ + [\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$.
Амінокомплекси	Ліганди – молекули NH_3 або молекули, що містять групи $-\text{NH}_2$, $=\text{NH}$ або $\equiv\text{N}$, наприклад: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; $[\text{Cr}(\text{CH}_3\text{NH}_2)_6](\text{NO}_3)_3$
Аквакомплекси	Ліганди – молекули H_2O , наприклад: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$.
Ацидокомплекси	Ліганди – кислотні залишки, наприклад: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.
Гідроксокомплекси	Ліганди – іони OH^- , наприклад: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
Полігалогеніди	Ліганди – молекули галогену, а

	комплексоутворювач – іон галогену, наприклад $K[I(I_2)]$; $K[I(Cl_2)]$.
Рівняння утворення катіонних комплексів:	$Al(NO_3)_3 + 6H_2O \rightarrow [Al(H_2O)_6](NO_3)_3$; $AgCl + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl$.
Рівняння утворення аніонних комплексів:	$3NaOH + Al(OH)_3 \rightarrow Na_3[Al(OH)_6]$; $4KCN + Fe(CN)_2 \rightarrow K_4[Fe(CN)_6]$.
Рівняння утворення нейтральних комплексів:	$PtCl_2 + 2NH_3 \rightarrow [Pt(NH_3)_2Cl_2]$, $Fe + 5CO \rightarrow [Fe(CO)_5]$
Гібридизація атомних орбіталей	Взаємодія (змішування, вирівнювання) різних за типом, але близьких за енергією атомних орбіталей даного атому з утворенням гібридних орбіталей однакової форми та енергії. Тип гібридизації визначається електронною конфігурацією комплексоутворювача, його координаційним числом, природою і електронною будовою лігандів
Геометрична будова комплексів	Просторове розташування лігандів навколо центрального атома визначається типом гібридизації атомних орбіталей центрального атома. Див. Таблиця 3

Таблиця 3. Залежність геометричної будови комплексів від координаційного числа та ступеня окиснення комплексоутворювача.

Координаційне число комплексоутворювача	Тип гібридизації АО комплексоутворювача	геометрична будова комплексного іона	Комплексні іони
2	sp	лінійна	$[Ag(NH_3)_2]^+$; $[CuBr_2]^-$.
4	sp^3	тетраедр	$[BeF_4]^{2-}$; $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$.
	dsp^2	плоский квадрат	$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$; $[Ni(CN)_4]^{2-}$
6	d^2sp^3	октаедр	$[Cr(OH)_6]^{3-}$
	sp^3d^2	октаедр	$[Al(OH)_6]^{3-}$

Приклади виконання вправ

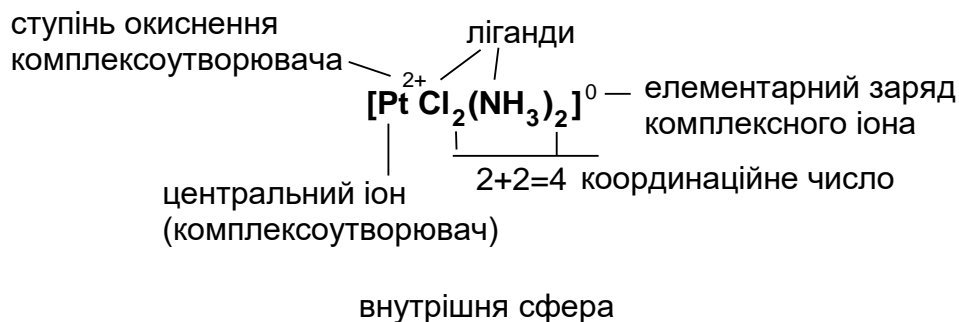
Приклад 1

Назвати: центральний іон, ліганди, координаційне число, ступінь окиснення комплексоутворювача, тип гібридизації атомних орбіталей комплексоутворювача, внутрішню координаційну сферу, зовнішню сферу, елементарний заряд комплексних іонів, геометрію комплексних іонів:

а) $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$, б) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

Розв'язок:

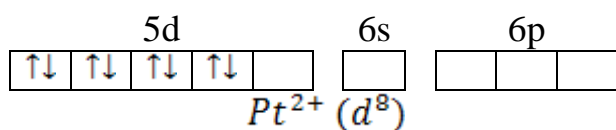
а) $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$



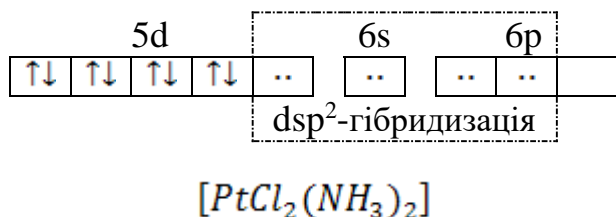
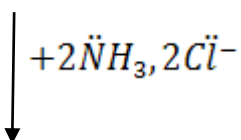
Утворення донорно–акцепторного зв'язку в комплексі $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$:

Електронна формула атома платини $_{78}\text{Pt} \quad 5d^9 6s^1 6p^0$

Електронна формула іону платини $\text{Pt}^{2+} \quad 5d^8 6s^0 6p^0$

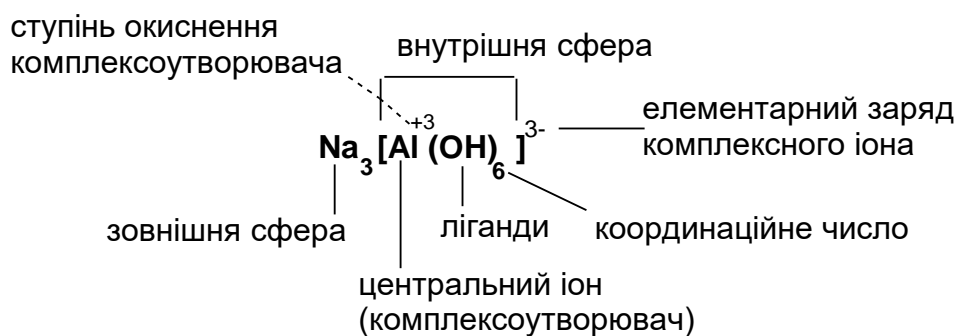


Іон Pt^{2+} має вакантні орбіталі (одну 5d, одну 6s, три 6p), на які переходять чотири неподілені пари електронів хлору (2 Cl^-) та нітрогену (2 $\ddot{\text{N}}\text{H}_3$):



При цьому здійснюється dsp^2 гібридизація атомних орбіталей платини, ліганди розміщуються у вершинах квадрата

б) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$

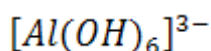
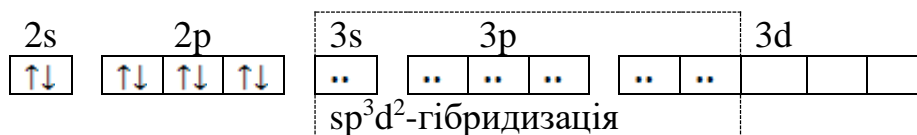
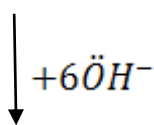
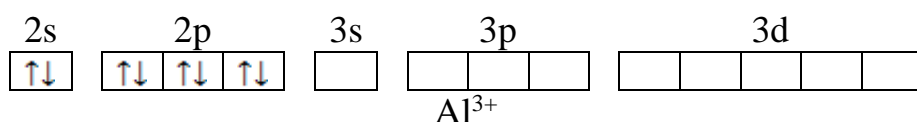


Утворення донорно–акцепторного зв'язку в іоні $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$:

Електронна формула атома алюмінію $_{13}\text{Al} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 3d^0$

Електронна формула іону алюмінію $\text{Al}^{3+} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0 3d^0$

Іон Al^{3+} має вакантні орбіталі (одну 3s, три 3p та п'ять 3d орбіталей), на які переходять шість неподілених електронних пар атому оксигену лігандної групи OH⁻. При цьому здійснюється sp^3d^2 гібридизація та октаедричне розміщення лігандів.



Вправи для самостійного виконання.

Назвати: центральний іон, ліганди, координаційне число, ступінь окиснення комплексоутворювача, тип гібридизації атомних орбіталей комплексоутворювача, дентантність лігандів, внутрішню координаційну сферу, зовнішню сферу, елементарний заряд комплексного іона, геометрію комплексного іона для сполук $\text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$; $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Відповіді занести в таблицю.

Комплекси	$\text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$	$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$	$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	$\text{K}_3[\text{AlF}_6]$	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
Назвати						
центральний іон (комплексоутворювач)						

ліганди						
координаційне число						
ступінь окиснення комплексоутворювача						
внутрішня координаційна сфера						
зовнішня сфера						
елементарний заряд комплексного іона						
дентантність лігандів						
тип гібридизації орбіталей комплексоутворювача						
геометрія комплексного іона						

3. Розчини. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів.

Таблиця 4 . Способи вираження вмісту речовин в розчині

Назва величини	Позначення	формула	Одиниці виміру	Змісто́ве значення
Масова частка речовини в розчині	$\omega(X)$	$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(p - ну)} \cdot 100\%$ або $\omega(X) = \frac{m(X)}{m(p - ну)}$	% або безрозмірна величина	Відношення маси розчиненої речовини до маси розчину
Об'ємна частка речовини в розчині	$\varphi(X)$	$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(p - ну)} \cdot 100\%$ або $\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(p - ну)}$	% або безрозмірна величина	Відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину
Молярна частка речовини в розчині	$\chi(X)$	$\chi(X) = \frac{n(X)}{\sum n_i} \cdot 100\%$ або $\chi(X) = \frac{n(X)}{\sum n_i}$	% або безрозмірна величина	Відношення кількості речовини компонента X до загальної кількості всіх речовин в

				системі
Масова концентрація	$\rho(X)$	$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(p - ну)}$	$\frac{г}{л},$ $\frac{г}{м^3},$ $\frac{кг}{м^3},$ $\frac{г}{мл}$	Відношення маси речовини X , що міститься в розчині, до об'єму цього розчину
Молярна концентрація	$c(X)$	$c(X) = \frac{n(X)}{V(p - ну)} == \frac{M(X)}{M(X) \cdot V(p - ну)}$	$\frac{моль}{л}$	Відношення кількості речовини X , що міститься в розчині, до об'єму цього розчину
Молярна концентрація еквівалента	$c(\frac{1}{z}X)$	$c(\frac{1}{z}X) = \frac{n(\frac{1}{z}X)}{V(p - ну)} == \frac{M(\frac{1}{z}X)}{M(\frac{1}{z}X) \cdot V(p - ну)}$	$\frac{моль}{л}$	Відношення кількості речовини еквівалента в розчині до об'єму цього розчину
Моляльність	$b(x)$	$b(x) = \frac{n(x)}{m(p - ка)} == \frac{M(x)}{M(x) \cdot m(p - ка)}$	$\frac{моль}{кг}$	Відношення кількості речовини X , що міститься в розчині, до маси розчинника

де:

$m(X)$ – маса розчиненої речовини (г, кг);

$m(p - ну)$ – маса розчину (дорівнює сумі мас всіх компонентів розчину) (г, кг);

$m(p - ка)$ – маса розчинника (г, кг);

$V(X)$ – об'єм розчиненої речовини (л, мл);

$V(p - ну)$ – об'єм розчину (л, мл);

$M(X)$ – молярна маса речовини (г/моль);

$M(\frac{1}{z}X)$ – молярна маса еквівалента речовини (г/моль);

$n(X)$ – кількість речовини (моль);

$n(\frac{1}{z}X)$ – кількість речовини еквівалента (моль).

Еквівалент – це умовна або реальна частинка, яка є еквівалентною одному іону гідрогену в кислотно-основних реакціях або одному електрону в окисно-

відновних реакціях.

Фактор еквівалентності $f_{\text{екв}} = \frac{1}{z}$ - це число, що показує яка саме частина реальної частинки речовини еквівалентна одному іону гідрогену в кислотно-основних реакціях або одному електрону в окисно-відновних реакціях.

Z - число молів еквівалентів речовини, що містяться в 1 моль цієї речовини.

Молярна маса еквівалента речовини дорівнює молярній масі цієї речовини, помноженій на фактор еквівалентності:

$$M\left(\frac{1}{z}X\right) = f_{\text{екв}} \cdot M(X) = \frac{M(X)}{z}$$

Кількість речовини дорівнює відношенню маси речовини до її молярної маси:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Кількість речовини еквівалента, тобто речовини, умовною структурною одиницею якої є еквівалент, дорівнює відношенню маси речовини до молярної маси еквівалента речовини:

$$n\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{m(X)}{M\left(\frac{1}{z}X\right)}$$

Таблиця 5. Зв'язки між способами вираження вмісту речовини в розчині

Масова частка	$\omega(X) = \frac{\rho(X)}{\rho(p - \text{ну})} \cdot 100\% = \frac{c(X) \cdot M(X)}{\rho(p - \text{ну})} \cdot 100\% = \frac{c\left(\frac{1}{z}X\right) \cdot M\left(\frac{1}{z}X\right)}{\rho(p - \text{ну})} \cdot 100\%$
Масова концентрація	$\rho(X) = \frac{\omega(X) \cdot \rho(p - \text{ну})}{100\%} = M(X) \cdot c(X) = M\left(\frac{1}{z}X\right) \cdot c\left(\frac{1}{z}X\right)$
Молярна концентрація	$c(X) = \frac{\omega(X) \cdot \rho(p - \text{ну})}{M(X) \cdot 100\%} = \frac{\rho(X)}{M(X)} = \frac{c\left(\frac{1}{z}X\right)}{z}$
Молярна концентрація еквівалента	$c\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{\omega(X) \cdot \rho(p - \text{ну})}{M\left(\frac{1}{z}X\right) \cdot 100\%} = \frac{\rho(X)}{M\left(\frac{1}{z}X\right)} = z \cdot c(X)$
Моляльність	Якщо масова частка безрозмірна величина: $b(X) = \frac{\omega(X)}{M(X) \cdot (1 - \omega(X))}$ Якщо масова частка виражена у відсотках: $b(X) = \frac{\omega(X)}{M(X) \cdot (100\% - \omega(X))}$
де: $\rho(p - \text{ну})$ – густина розчину (г/мл , г/см^3 , кг/м^3).	

Приклади розв'язання задач

Приклад 1

В медичній практиці застосовують водні розчини калій перманганату різної концентрації. Розрахуйте масу калій перманганату та об'єм води (в л), необхідні для приготування 200 г розчину с масовою часткою $KMnO_4$ 2%.

Дано:

$$m(p - ну) = 200 \text{ г}$$

$$\omega(KMnO_4) = 2\%$$

$$\rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$$

Знайти:

$$m(KMnO_4) - ?$$

$$V(H_2O) - ?$$

Розв'язок:

1) Визначити масу калій перманганату в розчині:

$$\omega(KMnO_4) = \frac{m(KMnO_4)}{m(p - ну)} \cdot 100\% \Rightarrow m(KMnO_4) = \frac{\omega(KMnO_4) \cdot m(p - ну)}{100\%}$$

$$m(KMnO_4) = \frac{2\% \cdot 200\text{г}}{100\%} = 4\text{г}$$

2) Визначити масу води в розчині, враховуючи, що маса розчину дорівнює сумі мас калій перманганату та води:

$$m(p - ну) = m(H_2O) + m(KMnO_4) \Rightarrow m(H_2O) = m(p - ну) - m(KMnO_4)$$

$$m(H_2O) = 200\text{г} - 4\text{г} = 196\text{г}$$

3) Розрахувати об'єм води:

$$V(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{\rho(H_2O)} = \frac{196\text{г}}{1\text{г/мл}} = 196\text{мл} = 0,196\text{л}$$

Відповідь: $m(KMnO_4) = 4\text{г}$; $V(H_2O) = 0,196\text{л}$

Приклад 2

До 500 г розчину калій хлориду з масовою часткою KCl 5% додали 300г води. Визначити масову частку калій хлориду в отриманому розчині.

Дано:

$$\omega_1(KCl) = 5\%$$

$$m_1(p - ну) = 500 \text{ г}$$

$$\Delta m(H_2O) = 300\text{г}$$

Знайти:

$$\omega_2(KCl) - ?$$

Розв'язок:

1) Визначити масу калій хлориду, що міститься у вихідному розчині:

$$\omega(KCl) = \frac{m(KCl)}{m(p - ну)} \cdot 100\% \Rightarrow m(KCl) = \frac{\omega_1(KCl) \cdot m_1(p - ну)}{100\%}$$

$$m(KCl) = \frac{5\% \cdot 500\text{г}}{100\%} = 25\text{г}$$

2) Визначити масу розчину, отриманого після додавання води до вихідного розчину:

$$m_2(\text{р - ну}) = m_1(\text{р - ну}) + \Delta m(\text{H}_2\text{O}) = 500\text{г} + 300\text{г} = 800\text{г}$$

3) Визначити масову частку калій хлориду в отриманому розчині:

$$\omega_2(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m_2(\text{р - ну})} \cdot 100\% = \frac{25\text{г}}{800\text{г}} \cdot 100\% = 3,125\%$$

Відповідь: $\omega_2(\text{KCl}) = 3,125\%$

Приклад 3

До 150 г спиртового розчину йоду з масовою часткою йоду 3% додали 5 г кристалічного йоду. Розрахувати масову частку йоду в отриманому розчині.

Дано:

$$m_1(\text{р - ну}) = 150\text{ г}$$

$$\omega_1(\text{I}_2) = 3\%$$

$$\Delta m(\text{I}_2) = 5\text{ г}$$

Знайти:

$$\omega_2(\text{I}_2) - ?$$

Розв'язок:

1) Визначити масу йоду, що міститься у вихідному розчині:

$$\omega(\text{I}_2) = \frac{m(\text{I}_2)}{m(\text{р - ну})} \cdot 100\% \quad \Rightarrow \quad m_1(\text{I}_2) = \frac{\omega_1(\text{I}_2) \cdot m_1(\text{р - ну})}{100\%}$$

$$m_1(\text{I}_2) = \frac{3\% \cdot 150\text{г}}{100\%} = 4,5\text{г}$$

2) Визначити масу йоду після додавання додаткової порції йоду:

$$m_2(\text{I}_2) = m_1(\text{I}_2) + \Delta m(\text{I}_2) = 4,5\text{г} + 5\text{г} = 9,5\text{г}$$

3) Визначити масу розчину після додавання додаткової порції йоду:

$$m_2(\text{р - ну}) = m_1(\text{р - ну}) + \Delta m(\text{I}_2) = 150\text{г} + 5\text{г} = 155\text{г}$$

4) Розраховувати масову частку йоду в кінцевому розчині:

$$\omega_2(\text{I}_2) = \frac{m_2(\text{I}_2)}{m_2(\text{р - ну})} \cdot 100\% = \frac{9,5\text{г}}{155\text{г}} \cdot 100\% = 6,1\%$$

Відповідь: $\omega_2(\text{I}_2) = 6,1\%$

Приклад 4

Розрахувати масу води, яку необхідно додати до 50г розчину калій перманганату з масовою часткою KMnO_4 5%, щоб отримати розчин з масовою часткою калій перманганату 1%.

Дано:

$$m_1(\text{р - ну}) = 50\text{ г}$$

$$\omega_1(\text{KMnO}_4) = 5\% = 0,05$$

$$\omega_2(\text{KMnO}_4) = 1\% = 0,01$$

Знайти:

$$\Delta m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Розв'язок:

1) Визначити масу калій перманганату, що міститься у вихідному розчині:

$$\omega(KMnO_4) = \frac{m(KMnO_4)}{m(p - ну)} \cdot 100\% \Rightarrow m(KMnO_4) = \frac{\omega_1(KMnO_4) \cdot m_1(p - ну)}{100\%}$$

$$m(KMnO_4) = \frac{5\% \cdot 50г}{100\%} = 2,5г$$

- 2) Визначити масу розчину, в якому 2,5 г калій перманганату мають масову частку 1%:

$$m_2(p - ну) = \frac{m(KMnO_4)}{\omega_2(KMnO_4)} \cdot 100\% = \frac{2,5г}{1\%} \cdot 100\% = 250г$$

- 3) Розраховувати масу води, яку необхідно додати до вихідного розчину:

$$\Delta m(H_2O) = m_2(p - ну) - m_1(p - ну) = 250г - 50г = 200г$$

Відповідь: $\Delta m(H_2O) = 200г$

Приклад 5

Обчислити масу глюкози, яку необхідно додати до 200 г водного розчину з масовою часткою глюкози 2%, щоб отримати розчин з масовою часткою глюкози 5%.

Дано:

$$m_1(p - ну) = 200 г$$

$$\omega_1(C_6H_{12}O_6) = 2\%$$

$$\omega_2(C_6H_{12}O_6) = 5\%$$

Знайти:

$$\Delta m(C_6H_{12}O_6) - ?$$

Розв'язок:

- 1) Визначити масу глюкози, що міститься у вихідному розчині:

$$\omega(C_6H_{12}O_6) = \frac{m(C_6H_{12}O_6)}{m(p - ну)} \cdot 100\%$$

$$m_1(C_6H_{12}O_6) = \frac{\omega_1(C_6H_{12}O_6) \cdot m_1(p - ну)}{100\%}$$

$$m_1(C_6H_{12}O_6) = \frac{2\% \cdot 200г}{100\%} = 4г$$

- 2) Визначити масу додаткової порції глюкози:

$$m_2(C_6H_{12}O_6) = m_1(C_6H_{12}O_6) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)$$

$$m_2(p - ну) = m_1(p - ну) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)$$

$$\omega_2(C_6H_{12}O_6) = \frac{m_2(C_6H_{12}O_6)}{m_2(p - ну)} \cdot 100\% = \frac{m_1(C_6H_{12}O_6) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)}{m_1(p - ну) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)} \cdot 100\%$$

$$\frac{\omega_2(C_6H_{12}O_6)}{100\%} = \frac{m_1(C_6H_{12}O_6) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)}{m_1(p - ну) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)}$$

позначимо $\Delta m(C_6H_{12}O_6) = x$

$$\frac{5\%}{100\%} = \frac{4 + x}{200 + x}$$

$$0,05(200 + x) = 4 + x$$

$$10 + 0,05x = 4 + x$$

$$x - 0,05x = 10 - 4$$

$$0,95x = 6$$

$$x = 6,32 \Rightarrow \Delta m(C_6H_{12}O_6) = 6,32\text{г}$$

Відповідь: $\Delta m(C_6H_{12}O_6) = 6,32\text{г}$

Приклад 6

В 200мл розчину міститься 8,55г барій гідроксиду. Розрахувати масову концентрацію $\rho(Ba(OH)_2)$, молярну концентрацію $c(Ba(OH)_2)$ та молярну концентрацію еквівалента $c(\frac{1}{2}Ba(OH)_2)$. $M(Ba(OH)_2) = 171 \text{ г/моль}$.

Дано:

$$m(Ba(OH)_2) = 8,55 \text{ г}$$

$$V(\text{р - ну}) = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л}$$

$$M(Ba(OH)_2) = 171 \text{ г/моль}$$

Знайти:

$$\rho(Ba(OH)_2) - ?$$

$$c(Ba(OH)_2) - ?$$

$$c(\frac{1}{2}Ba(OH)_2) - ?$$

Розв'язок:

Необхідні для розрахунків формули наведені в Таблиці 4:

1) масова концентрація:

$$\rho(Ba(OH)_2) = \frac{m(Ba(OH)_2)}{V(\text{р - ну})} = \frac{8,55 \text{ г}}{0,2 \text{ л}} = 42,75 \text{ г/л}$$

2) молярна концентрація:

$$c(Ba(OH)_2) = \frac{m(Ba(OH)_2)}{M(Ba(OH)_2) \cdot V(\text{р - ну})} = \frac{8,55 \text{ г}}{171 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,25 \text{ моль/л}$$

3) молярна концентрація еквівалента:

$$c(\frac{1}{2}Ba(OH)_2) = \frac{m(Ba(OH)_2)}{M(\frac{1}{2}Ba(OH)_2) \cdot V(\text{р - ну})} = \frac{8,55 \text{ г}}{(\frac{171}{2}) \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,5 \text{ моль/л}$$

Відповідь: $\rho(Ba(OH)_2) = 42,75 \text{ г/л}$;
 $c(Ba(OH)_2) = 0,25 \text{ моль/л}$;
 $c(\frac{1}{2}Ba(OH)_2) = 0,5 \text{ моль/л}$

Приклад 7

Розчини калій перманганату широко використовуються в аналітичній практиці. Обчисліть масу калій перманганату, необхідну для приготування 600мл розчину з молярною концентрацією еквівалента

$$c\left(\frac{1}{5}KMnO_4\right) = 0,75 \text{ моль/л. } M(KMnO_4) = 158 \text{ г/моль}$$

Дано:

$$V(p - ну) = 600 \text{ мл} = 0,6 \text{ л}$$

$$c\left(\frac{1}{5}KMnO_4\right) = 0,75 \text{ моль/л}$$

$$M(KMnO_4) = 158 \text{ г/моль}$$

Знайти:

$$m(KMnO_4) - ?$$

Розв'язок:

$$c\left(\frac{1}{5}KMnO_4\right) = \frac{n\left(\frac{1}{5}KMnO_4\right)}{V(p - ну)} = \frac{m(KMnO_4)}{M\left(\frac{1}{5}KMnO_4\right) \cdot V(p - ну)}$$

$$m(KMnO_4) = c\left(\frac{1}{5}KMnO_4\right) \cdot M\left(\frac{1}{5}KMnO_4\right) \cdot V(p - ну)$$

$$m(KMnO_4) = 0,75 \text{ моль/л} \cdot \frac{158}{5} \text{ г/моль} \cdot 0,6 \text{ л} = 14,22 \text{ г}$$

Відповідь: $m(KMnO_4) = 14,22 \text{ г}$

Приклад 8

Яка маса калій карбонату міститься в 200мл розчину з масовою концентрацією K_2CO_3 24,3 г/л?

Дано:

$$V(p - ну) = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л}$$

$$\rho(K_2CO_3) = 24,3 \text{ г/л}$$

Знайти:

$$m(K_2CO_3) - ?$$

Розв'язок:

Записати формулу для розрахунку масової концентрації та виразити з неї масу калій карбонату:

$$\rho(K_2CO_3) = \frac{m(K_2CO_3)}{V(p - ну)} \Rightarrow m(K_2CO_3) = \rho(K_2CO_3) \cdot V(p - ну)$$

$$m(K_2CO_3) = 24,3 \text{ г/л} \cdot 0,2 \text{ л} = 4,86 \text{ г}$$

Відповідь: $m(K_2CO_3) = 4,86 \text{ г}$

Приклад 9

Розрахувати молярну концентрацію HCl в 36%-му розчині хлоридної кислоти, якщо густина розчину 1,18 г/мл.

Дано:

$$c(HCl) = 36\%$$

$$\rho(p - ну) = 1,18 \text{ г/мл}$$

Знайти:

$$c(HCl) - ?$$

Розв'язок:

Формула, що зв'язує молярну концентрацію з масовою часткою, наведена в Таблиці 5:

$$c(\text{HCl}) = \frac{\omega(\text{HCl}) \cdot \rho(\text{p} - \text{ну})}{M(\text{HCl}) \cdot 100\%}$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{36\% \cdot 1,18 \text{ Г/мл}}{36,5 \text{ Г/моль} \cdot 100\%} = 0,0116 \text{ моль/мл} = 11,6 \text{ моль/л}$$

Відповідь: $c(\text{HCl}) = 11,6 \text{ моль/л}$

Приклад 10

Обчислити масову концентрацію, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента натрій карбонату в розчині з масовою часткою Na_2CO_3 11,6%, якщо густина розчину $1,12 \text{ Г/мл}$. $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ Г/моль}$

Дано:

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 11,6\% = 0,116$$

$$\rho(\text{p} - \text{ну}) = 1,12 \text{ Г/мл}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ Г/моль}$$

Знайти:

$$\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$$

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$$

$$c\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) - ?$$

Розв'язок:

Формули, що зв'язують масову частку з масовою концентрацією, молярною концентрацією та молярною концентрацією еквівалента, наведені в Таблиці 5:

1) масова концентрація:

$$\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot \rho(\text{p} - \text{ну})$$

$$\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,116 \cdot 1,12 \text{ Г/мл} = 0,13 \text{ Г/мл} = 130 \text{ Г/л}$$

2) молярна концентрація:

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot \rho(\text{p} - \text{ну})}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}$$

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{0,116 \cdot 1,12 \text{ Г/мл}}{106 \text{ Г/моль}} = 1,225 \cdot 10^{-3} \text{ моль/мл} = 1,225 \text{ моль/л}$$

3) молярна концентрація еквівалента:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) = \frac{\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot \rho(\text{p} - \text{ну})}{M\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3\right)}$$

$$c\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) = \frac{0,116 \cdot 1,12 \text{ Г/мл}}{\left(\frac{106}{2}\right) \text{ Г/моль}} = 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ моль/мл} = 2,45 \text{ моль/л}$$

Відповідь:

$$\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 130 \text{ Г/л}$$

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,225 \text{ моль/л}$$

$$c\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) = 2,45 \text{ моль/л}$$

Задачі для самостійного розв'язання.

3.1 Харчова сода (натрій гідрокарбонат) входить до складу багатьох кулінарних рецептів, а також використовується для полоскання горла у

вигляді 2%-го розчину. Розрахувати масу харчової соди та об'єм води, необхідні для приготування 250г такого розчину.

$$\text{Відповідь: } m(\text{NaHCO}_3) = 5\text{г}; V(\text{H}_2\text{O}) = 0,245\text{л}$$

3.2 Розчин з масовою часткою глюкози 5% в медицині застосовують для поповнення об'єму рідини в організмі та як джерело легкозасвоюваного цінного поживного матеріалу. Розрахувати масу глюкози, введеної в організм при вливанні 250мл даного розчину. Густина розчину $1,02 \text{ г/мл}$.

$$\text{Відповідь: } m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 12,75\text{г}$$

3.3 Водний розчин натрій гіпохлориту (NaClO) відзначається потужною бактерицидною активністю та окислювальною дією і використовується в стоматології для медикаментозної обробки кореневих каналів і дезінфекції порожнини зуба. Обчислити масу натрій гіпохлориту, що міститься в 30мл розчину з масовою часткою NaClO 10%. Густина розчину $1,07 \text{ г/мл}$.

$$\text{Відповідь: } m(\text{NaClO}) = 3,21\text{г}$$

3.4 Водний розчин фурациліну з масовою часткою 0,02% застосовують зовнішньо як антибактеріальний препарат. Який об'єм такого розчину можна приготувати з однієї таблетки, що містить 0,1г фурациліну? Густина розчину 1 г/мл .

$$\text{Відповідь: } V(x - \text{ну}) = 500\text{мл}$$

3.5 В медичній практиці часто користуються 0,9%-вим розчином натрій хлориду. Розрахувати масу води, яку потрібно додати до 200г розчину з масовою часткою NaCl 5%, щоб отримати розчин з масовою часткою 0,9%.

$$\text{Відповідь: } \Delta m(\text{H}_2\text{O}) = 911,1\text{г}$$

3.6 Обчислити масу кальцій хлориду, яку потрібно додати до 250г розчину з масовою часткою CaCl_2 3%, щоб отримати розчин з масовою часткою CaCl_2 10%.

$$\text{Відповідь: } m(\text{CaCl}_2) = 19,44\text{г}$$

3.7 При опіках лугами уражену ділянку шкіри протягом 5-10хв промивають водою, а потім нейтралізують розчином оцтової кислоти с масовою часткою CH_3COOH 1%. Який об'єм оцтової есенції з масовою часткою CH_3COOH 80% (густина есенції $1,07 \text{ г/мл}$) потрібно взяти для приготування 1л 1%-го розчину оцтової кислоти (густина розчину 1 г/мл)?

$$\text{Відповідь: } V(\text{есенции}) = 11,68\text{мл}$$

3.8 В медичній практиці використовуються 3%-вий та 30%-вий розчини пероксиду водню. Який об'єм води потрібно додати до 5мл розчину з масовою часткою H_2O_2 30%, щоб приготувати розчин з масовою часткою H_2O_2 3%? Густина розчинів 1 г/мл .

$$\text{Відповідь: } V(\text{H}_2\text{O}) = 45\text{мл}$$

3.9 Яка маса калій дихромату необхідна для приготування 500мл розчину з

молярною концентрацією еквівалента $c\left(\frac{1}{6}K_2Cr_2O_7\right) = 0,6 \text{ МОЛЬ/Л?}$

$$M(K_2Cr_2O_7) = 294 \text{ Г/МОЛЬ.}$$

$$\text{Відповідь: } m(K_2Cr_2O_7) = 14,7$$

3.10 Яка маса калій гідроксиду необхідна для приготування 500мл розчину з молярною концентрацією $0,975 \text{ МОЛЬ/Л?}$ $M(KOH) = 56 \text{ Г/МОЛЬ.}$

$$\text{Відповідь: } m(KOH) = 27,3\text{г}$$

3.11 Яка маса фосфатної кислоти міститься в 300мл розчину

а) з молярною концентрацією $c(H_3PO_4) = 0,2 \text{ МОЛЬ/Л;}$

б) з молярною концентрацією еквівалента $c\left(\frac{1}{3}H_3PO_4\right) = 0,2 \text{ МОЛЬ/Л?}$

$$M(H_3PO_4) = 98 \text{ Г/МОЛЬ}$$

$$\text{Відповідь: а) } m(H_3PO_4) = 5,88\text{г;}$$

$$\text{б) } m(H_3PO_4) = 1,96\text{г}$$

3.12 Розрахувати масову частку хлорної кислоти в розчині, якщо молярна концентрація $HClO_4$ $1,233 \text{ МОЛЬ/Л.}$

Густина розчину $1,07 \text{ Г/МЛ; } M(HClO_4) = 100,5 \text{ Г/МОЛЬ.}$

$$\text{Відповідь: } \omega(HClO_4) = 11,58\%$$

3.13 Розрахувати молярну концентрацію розчину нітратної кислоти з масовою часткою HNO_3 30%. Густина розчину $1,18 \text{ Г/МЛ;}$ $M(HNO_3) = 63 \text{ Г/МОЛЬ.}$

$$\text{Відповідь: } c(HNO_3) = 5,619 \text{ МОЛЬ/Л}$$

3.14 Розрахувати молярну концентрацію еквівалента фосфатної кислоти $c\left(\frac{1}{3}H_3PO_4\right)$ в розчині з масовою часткою H_3PO_4 10,32%. Густина розчину $1,055 \text{ Г/МЛ; } M(H_3PO_4) = 98 \text{ Г/МОЛЬ.}$

$$\text{Відповідь: } c\left(\frac{1}{3}H_3PO_4\right) = 3,333 \text{ МОЛЬ/Л}$$

3.15 Для отримання нашатирного спирту в 500г води розчинили 54,75г амоніаку. Обчислити масову частку, масову концентрацію та молярну концентрацію NH_3 в отриманому розчині. Густина розчину $0,958 \text{ Г/МЛ.}$

$$\text{Відповідь: } \omega(NH_3) = 9,87\%;$$

$$\rho(NH_3) = 94,54 \text{ Г/Л;}$$

$$c(NH_3) = 5,561 \text{ МОЛЬ/Л}$$

3.16 Розчин кальцій хлориду з масовою часткою $CaCl_2$ 10% застосовується в медицині як протиалергійний та протизапальний засіб. Розрахувати масову та молярну концентрації цього розчину. Густина розчину $1,083 \text{ Г/МЛ,}$ $M(CaCl_2) = 111 \text{ Г/МОЛЬ.}$

$$\text{Відповідь: } \rho(CaCl_2) = 108,3 \text{ Г/Л;}$$

$$c(CaCl_2) = 0,975 \text{ МОЛЬ/Л}$$

4. Іонний добуток води. Водневий показник.

Таблиця 6. Основні параметри та характеристики, що використовуються для опису кислотно-основної рівноваги в розчині.

Параметр	Позначення	Змістове значення
Константа дисоціації	$K_a = \frac{[H^+] \cdot [An^-]}{[HAn]} \quad (1)$ $K_b = \frac{[OH^-] \cdot [Kt^+]}{[KtOH]} \quad (2)$	Константа рівноваги процесу дисоціації. Дорівнює відношенню добутку рівноважних молярних концентрацій продуктів дисоціації до рівноважної молярної концентрації вихідного компонента. Для кислоти HAn , дисоціація якої у воді дає катіон H^+ та аніон An^- , константа дисоціації K_a виражається рівнянням (1). Для основи $KtOH$, при дисоціації якої утворюється аніон OH^- та катіон Kt^+ , константа дисоціації K_b виражається рівнянням (2).
Ступінь дисоціації	$\alpha = \frac{c_i}{c_0},$ <p>де c_i – концентрація молекул, що розпались на іони; c_0 – загальна концентрація розчинених молекул.</p>	Кількісна характеристика процесу дисоціації, що дорівнює відношенню кількості електроліту, що розклався на іони, до загальної кількості електроліту в розчині. Ступінь дисоціації зростає при розведенні розчину, при підвищенні температури розчину.
Закон розведення Оствальда	$K_d = \frac{c(X) \cdot \alpha^2}{1 - \alpha},$ <p>при $\alpha \ll 1$</p> $\alpha \approx \sqrt{\frac{K_d}{c(X)}}$ <p>або</p> $\alpha \approx \sqrt{K_d \cdot V},$ <p>де $V = \frac{1}{c(X)}$ – величина, що називається розведенням</p>	Ступінь дисоціації слабого бінарного електроліту обернено пропорційний кореню квадратному з молярної концентрації або прямо пропорційний кореню квадратному з розведення. При зменшенні концентрації розчину ступінь дисоціації слабого електроліту зростає.
Активність іона	$a(x_i), \text{ МОЛЬ/Л}$ $a(x_i) = f(x_i) \cdot c(x_i)$	Ефективна концентрація іона x_i , відповідно до якої він приймає

		участь у взаємодіях, що протікає в розчинах сильних електролітів.
Коефіцієнт активності іона	$f(x_i)$ при $f(x_i) = 1$ $a(x_i) = c(x_i)$	Характеризує електростатичну зв'язаність іонів і показує, у скільки разів активність іона відрізняється від його істинної концентрації в розчині. Величина коефіцієнта активності залежить від іонної сили розчину. Чим вища іонна сила розчину, тим меншого значення набуває коефіцієнт активності, і тим сильніше активність іона відрізняється від істинної концентрації.
Іонна сила розчину	$\mu = \frac{1}{2} \sum_{i=1}^n (z_i^2 b_i)$	Характеризує інтенсивність електростатичного поля всіх іонів в розчині. Дорівнює напівсумі добутків молярності кожного з іонів ($b(X)$) на квадрат його елементарного заряду (Z^2).
Іонний добуток води	$K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = const,$ $[H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль}^2 / \text{л}^2$ (при $T=298\text{K}$) $pH + pOH = 14$	Величина стала при даній температурі для води та будь-яких водних розчинів, рівна добутку концентрації іонів гідрогену та гідроксид-іонів
Водневий показник	$pH = -\lg [H^+]$ $pH = -\lg a(H^+)$	Кількісна характеристика кислотності середовища, що дорівнює від'ємному десятковому логарифму активної концентрації <u>вільних іонів гідрогену</u> в розчині
Гідроксидний показник	$pOH = -\lg [OH^-]$	Кількісна характеристика лужності середовища, що дорівнює від'ємному десятковому логарифму активної концентрації <u>вільних іонів OH^-</u> в розчині.
Ступінь гідролізу	$\alpha_r = \frac{n_r}{n_0}$ або $\alpha_r = \frac{c_r}{c_0}$	Кількісна характеристика процесу гідролізу, що дорівнює відношенню кількості частинок, які зазнали гідролізу n_r , до їх кількості перед початком гідролізу n_0 . Ступінь гідролізу зростає при розведенні розчину та при підвищенні температури.

Константа гідролізу	гідроліз за аніоном: $K_r = \frac{[HAn][OH^-]}{[An^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_a}$ гідроліз за катіоном: $K_r = \frac{[KtOH][H^+]}{[Kt^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_b}$ гідроліз за катіоном та аніоном одночасно: $K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_b K_a}$	Характеризує стан рівноваги при гідролізі
---------------------	---	---

Приклади розв'язання задач

Приклад 1

Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ та OH^- при температурі $25^\circ C$:

а) в розчині сульфатної кислоти з молярною концентрацією $0,04 \text{ моль/л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 100% ;

б) в розчині ацетатної кислоти з молярною концентрацією $0,04 \text{ моль/л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту $2,1\%$.

Дано:

$$c(H_2SO_4) = 0,04 \text{ моль/л}$$

$$\alpha = 100\% = 1$$

$$c(CH_3COOH) = 0,04 \text{ моль/л}$$

$$\alpha = 2,1\% = 0,021$$

Знайти:

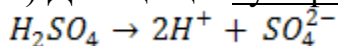
$$[H^+] - ?$$

$$[OH^-] - ?$$

Розв'язок:

Кількість вільних іонів гідрогену, що утворюються при дисоціації кислоти в розчині, залежить від ступеню дисоціації та кількості «кислих» протонів в молекулі кислоти.

а) Дисоціація сульфатної кислоти відбувається за схемою:



При ступені дисоціації 100% на іони розпадається кожна молекула H_2SO_4 , причому з кожної молекули утворюється два вільних іони H^+ .

1) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ :

$$[H^+] = c(H_2SO_4) \cdot n \cdot \alpha = 0,04 \text{ моль/л} \cdot 2 \cdot 1 = 0,08 \text{ моль/л}$$

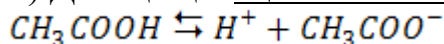
де n – кількість протонів в молекулі кислоти;

α - ступінь дисоціації кислоти.

2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів OH^- , використовуючи іонний добуток води:

$$[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \frac{10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2}{0,08 \text{ моль/л}} = 1,25 \cdot 10^{-13} \text{ моль/л}$$

б) Дисоціація ацетатної кислоти відбувається за схемою:



З однієї молекули при дисоціації утворюється один вільний іон H^+ , але на іони при даній концентрації кислоти розпадається лише 0,021 частина від усіх молекул, присутніх в розчині.

1) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ :

$$[H^+] = c(CH_3COOH) \cdot n \cdot \alpha = 0,04 \text{ моль/л} \cdot 1 \cdot 0,021 = 8,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів OH^- , використовуючи іонний добуток води:

$$[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \frac{10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2}{8,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}} = 1,19 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

Відповідь: а) $[H^+] = 0,08 \text{ моль/л}$; $[OH^-] = 1,25 \cdot 10^{-13} \text{ моль/л}$
 б) $[H^+] = 8,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$; $[OH^-] = 1,19 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$

Приклад 2

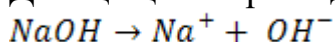
Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ та OH^- при температурі 25°C в розчині натрій гідроксиду с молярною концентрацією $0,005 \text{ моль/л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 100% .

Дано:	Знайти:
$c(NaOH) = 0,005 \text{ моль/л}$	
$\alpha = 100\% = 1$	

$[H^+] - ?$
 $[OH^-] - ?$

Розв'язок:

Дисоціація натрій гідроксиду відбувається за схемою:



При ступені дисоціації 100% молярна концентрація вільних іонів OH^- дорівнює молярній концентрації $NaOH$.

1) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів OH^- :

$$[OH^-] = c(NaOH) \cdot n \cdot \alpha = 0,005 \text{ моль/л} \cdot 1 \cdot 1 = 0,005 \text{ моль/л}$$

де

n – кількість ОН-груп в основі,

α - ступінь дисоціації основи.

2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ , використовуючи іонний добуток води:

$$[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2}{0,005 \text{ моль/л}} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

Відповідь: $[H^+] = 2 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$; $[OH^-] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$

Приклад 3

Молярна концентрація вільних іонів H^+ у венозній крові дорівнює $4,365 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$. Розрахувати а) концентрацію вільних іонів OH^- ; б) pH та pOH венозної крові.

Дано:	Знайти:
$[H^+] = 4,365 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$	

а) $[OH^-] - ?$
 б) $pH - ?$
 $pOH - ?$

Розв'язок:

- а) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів OH^- :

$$[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \frac{10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2}{4,365 \cdot 10^{-8} \text{ моль}/\text{л}} = 2,29 \cdot 10^{-7} \text{ моль}/\text{л}$$

- б) Розрахувати значення pH :

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(4,365 \cdot 10^{-8}) = -(\lg 4,365 + \lg 10^{-8}) = \\ = -(0,640 - 8) = 7,36$$

Розрахувати значення pOH використовуючи значення концентрації іонів OH^- :

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg(2,29 \cdot 10^{-7}) = -(\lg 2,29 + \lg 10^{-7}) = \\ = -(0,36 - 7) = 6,64$$

Якщо відомий показник pH , то pOH простіше знайти, використовуючи логарифмічну форму іонного добутку води:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 7,36 = 6,64$$

Відповідь: а) $[OH^-] = 2,29 \cdot 10^{-7} \text{ моль}/\text{л}$;

б) $pH = 7,36$; $pOH = 6,64$.

Приклад 4

Масова частка сульфатної кислоти в розчині 0,049%. Обчислити pH та pOH розчину, якщо ступінь дисоціації електроліту 100% та густина розчину $1 \text{ г}/\text{мл}$. Як зміняться показники pH та pOH , якщо цей розчин розвести а) в 10 разів; б) в 100 разів? $M(H_2SO_4) = 98 \text{ г}/\text{моль}$.

Дано:

$$\omega(H_2SO_4) = 0,049\%$$

$$\rho(p - ну) = 1 \text{ г}/\text{мл}$$

$$\alpha = 100\% = 1$$

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г}/\text{моль}$$

Знайти:

$$pH - ?$$

$$pOH - ?$$

Розв'язок:

- 1) Розрахувати молярну концентрацію сульфатної кислоти, використовуючи формулу, наведену в таблиці 5:

$$c(H_2SO_4) = \frac{\omega(H_2SO_4) \cdot \rho(p - ну)}{M(H_2SO_4) \cdot 100\%} = \frac{0,049\% \cdot 1 \text{ г}/\text{мл}}{98 \text{ г}/\text{моль} \cdot 100\%} = 0,005 \text{ моль}/\text{л}$$

- 2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ , враховуючи, що при дисоціації однієї молекули H_2SO_4 утворюється два іони гідрогену:

$$[H^+] = c(H_2SO_4) \cdot n \cdot \alpha = 0,005 \text{ моль}/\text{л} \cdot 2 \cdot 1 = 0,01 \text{ моль}/\text{л}$$

- 3) Розрахувати pH :

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,01 = 2$$

- 4) Розрахувати pOH :

$$pOH = 14 - pH = 14 - 2 = 12$$

- 5) При розведенні даного розчину в 10 разів молярні концентрації розчинених речовин зменшуються в 10 разів:

$$[H^+]_1 = \frac{[H^+]}{10} = \frac{10^{-2} \text{ моль/л}}{10} = 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$(pH)_1 = -\lg[H^+]_1 = -\lg 10^{-3} = 3$$

$$(pOH)_1 = 14 - pH_1 = 14 - 3 = 11$$

- 6) При розведенні даного розчину в 100 разів молярні концентрації розчинених речовин зменшуються в 100 разів:

$$[H^+]_2 = \frac{[H^+]}{100} = \frac{10^{-2} \text{ моль/л}}{100} = 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$(pH)_2 = -\lg[H^+]_2 = -\lg 10^{-4} = 4$$

$$(pOH)_2 = 14 - pH_2 = 14 - 4 = 10$$

Відповідь: у вихідному розчині $pH = 2$, $pOH = 12$;

при розведенні даного розчину в 10 разів pH підвищується на 1 і pOH зменшується на 1;

при розведенні даного розчину в 100 разів pH підвищується на 2 і pOH зменшується на 2.

Приклад 5

Розрахувати pH 1%-го розчину оцтової кислоти, враховуючи, що ступінь дисоціації кислоти 1,2% та густина розчину 1 г/мл . $M(CH_3COOH) = 60 \text{ г/моль}$

Дано:

$$\omega(CH_3COOH) = 1\%$$

$$\rho(p - \text{ну}) = 1 \text{ г/мл}$$

$$\alpha = 1,2\% = 0,012$$

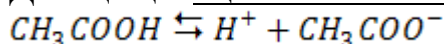
$$M(CH_3COOH) = 60 \text{ г/моль}$$

Знайти:

$$pH - ?$$

Розв'язання:

Дисоціація оцтової кислоти відбувається за схемою:



- 1) Обчислити молярну концентрацію оцтової кислоти:

$$c(CH_3COOH) = \frac{\omega(CH_3COOH) \cdot \rho(p - \text{ну})}{M(CH_3COOH) \cdot 100\%} = \frac{1\% \cdot 1 \text{ г/мл}}{60 \text{ г/моль} \cdot 100\%} = 0,167 \text{ моль/л}$$

- 2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ в розчині, враховуючи, що при дисоціації однієї молекули CH_3COOH утворюється один протон и лише 0,012 частина від усіх молекул кислоти розпадається на іони:

$$[H^+] = c(CH_3COOH) \cdot n \cdot \alpha = 0,167 \text{ моль/л} \cdot 1 \cdot 0,012 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

- 3) Розрахувати значення pH :

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(2 \cdot 10^{-3}) = 2,7$$

Відповідь: $pH = 2,7$

Приклад 6

Масова концентрація кальцій гідроксиду в розчині дорівнює 0,037г/л. Обчислити показник pH розчину враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100%. $M(Ca(OH)_2) = 74 \text{ г/моль}$

Дано:

$$\rho(Ca(OH)_2) = 0,037 \text{ г/л}$$

$$\alpha = 100\% = 1$$

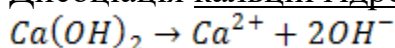
$$M(Ca(OH)_2) = 74 \text{ г/моль}$$

Знайти:

$$pH - ?$$

Розв'язок:

Дисоціація кальцій гідроксиду відбувається за схемою:



- 1) Розрахувати молярну концентрацію $Ca(OH)_2$:

$$c(Ca(OH)_2) = \frac{\rho(Ca(OH)_2)}{M(Ca(OH)_2)} = \frac{0,037 \text{ г/л}}{74 \text{ моль/л}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

- 2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів OH^- :

$$[OH^-] = c(Ca(OH)_2) \cdot n \cdot \alpha = 5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л} \cdot 2 \cdot 1 = 10^{-3} \text{ моль/л}$$

- 3) Розрахувати значення pOH :

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 10^{-3} = 3$$

- 4) Розрахувати значення pH :

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3 = 11$$

Відповідь: $pH = 11$

Приклад 7

Водневий показник розчину мурашиної кислоти дорівнює 2,56. Визначити масову частку $HCOOH$ в розчині, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 6,1% та густина розчину 1 г/мл . $M(HCOOH) = 46 \text{ г/моль}$.

Дано:

$$pH = 2,56$$

$$\alpha = 6,1\% = 0,061$$

$$\rho(p - ну) = 1 \text{ г/мл}$$

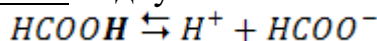
$$M(HCOOH) = 46 \text{ г/моль}$$

Знайти:

$$c(HCOOH) - ?$$

Розв'язок:

Дисоціація мурашиної кислоти відбувається за схемою:



- 1) Використовуючи значення pH розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ :

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,56} = 2,754 \cdot 10^{-3} \text{ (моль/л)}$$

- 2) Враховуючи, що кількість вільних іонів H^+ пов'язана з загальною концентрацією кислоти в розчині та залежить від ступеня дисоціації молекул кислоти, знайти молярну концентрацію $HCOOH$:

$$c(HCOOH) = \frac{[H^+]}{n \cdot \alpha} = \frac{2,754 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}}{1 \cdot 0,061} = 0,045 \text{ моль/л}$$

(n – кількість в молекулі кислоти «кислих» протонів)

3) Розрахувати масову частку мурашиної кислоти:

$$\omega(\text{HCOOH}) = \frac{c(\text{HCOOH}) \cdot M(\text{HCOOH})}{\rho(\text{р-ну})} \cdot 100\%$$

$$\omega(\text{HCOOH}) = \frac{0,045 \text{ моль/л} \cdot 46 \text{ г/моль}}{1 \text{ г/мл}} \cdot 100\% = 0,2\%$$

Відповідь: $\omega(\text{HCOOH}) = 0,2\%$

Приклад 8

Яка маса сульфатної кислоти міститься в 400мл розчину, якщо значення показника pH цього розчину дорівнює 1. Ступінь дисоціації електроліту 100%. $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$

Дано:

$$V(\text{р-ну}) = 400\text{мл} = 0,4\text{л}$$

$$pH = 1$$

$$\alpha = 100\% = 1$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

Знайти:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$$

Розв'язок:

1) Використовуючи значення pH розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ :

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1} \text{ моль/л}$$

2) Розрахувати молярну концентрацію H_2SO_4 :

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{[H^+]}{n \cdot \alpha} = \frac{10^{-1} \text{ моль/л}}{2 \cdot 1} = 0,05 \text{ моль/л}$$

3) Знайти масу H_2SO_4 , що міститься в 400мл даного розчину:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{р-ну})$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль} \cdot 0,05 \text{ моль/л} \cdot 0,4\text{л} = 1,96\text{г}$$

Відповідь: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,96\text{г}$

Приклад 9

Розрахувати масу калій гідроксиду, необхідну для приготування 250мл розчину з $pH = 13$, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100%.

$$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$$

Дано:

$$V(\text{р-ну}) = 250\text{мл} = 0,25\text{л}$$

$$pH = 13$$

$$\alpha = 100\% = 1$$

$$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$$

Знайти:

$$m(\text{KOH}) - ?$$

Розв'язок:

1) Від показника pH перейти до pOH :

$$pOH = 14 - pH = 14 - 13 = 1$$

- 2) Знайти молярну концентрацію вільних іонів OH^- :

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1} \text{ моль/л}$$

- 3) Знайти загальну молярну концентрацію KOH , використовуючи її зв'язок з молярною концентрацією вільних іонів OH^- :

$$c(KOH) = \frac{[OH^-]}{n \cdot \alpha} = \frac{10^{-1} \text{ моль/л}}{1 \cdot 1} = 10^{-1} \text{ моль/л}$$

- 4) Розрахувати масу наважки KOH , необхідну для приготування даного розчину:

$$m(KOH) = M(KOH) \cdot c(KOH) \cdot V(p - ну)$$

$$m(KOH) = 56 \text{ г/моль} \cdot 10^{-1} \text{ моль/л} \cdot 0,25 \text{ л} = 1,4 \text{ г}$$

Відповідь: $m(KOH) = 1,4 \text{ г}$

Приклад 10

Водневий показник розчину барій гідроксиду дорівнює 13. Визначити масову частку $Ba(OH)_2$ в розчині, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100%, а густина розчину 1 г/мл. $M(Ba(OH)_2) = 171 \text{ г/моль}$

Дано:

$$pH = 13$$

$$\alpha = 100\% = 1$$

$$M(Ba(OH)_2) = 171 \text{ г/моль}$$

$$\rho(p - ну) = 1 \text{ г/мл}$$

Знайти:

$$\omega(Ba(OH)_2) - ?$$

Розв'язок:

- 1) Від показника pH перейти до pOH :

$$pOH = 14 - pH = 14 - 13 = 1$$

- 2) Знайти молярну концентрацію вільних іонів OH^- :

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1} \text{ моль/л}$$

- 3) Розрахувати загальну молярну концентрацію $Ba(OH)_2$:

$$c(Ba(OH)_2) = \frac{[OH^-]}{n \cdot \alpha} = \frac{10^{-1} \text{ моль/л}}{2 \cdot 1} = 0,05 \text{ моль/л}$$

($n = 2$ – кількість OH -груп)

- 4) Формула, що зв'язує масову частку з молярною концентрацією, наведена в Таблиці 5:

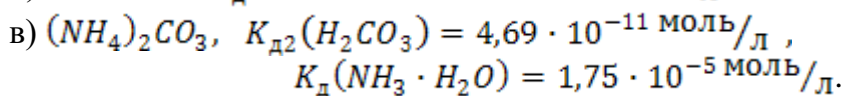
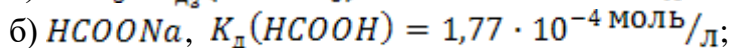
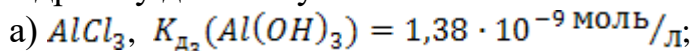
$$\omega(Ba(OH)_2) = \frac{c(Ba(OH)_2) \cdot M(Ba(OH)_2) \cdot 100\%}{\rho(p - ну)}$$

$$\omega(Ba(OH)_2) = \frac{0,05 \text{ моль/л} \cdot 171 \text{ г/моль} \cdot 100\%}{1 \text{ г/мл}} = 0,855\%$$

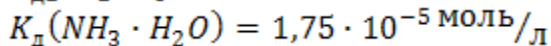
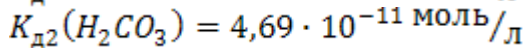
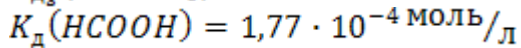
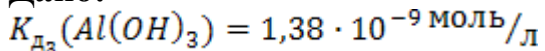
Відповідь: $\omega(Ba(OH)_2) = 0,855\%$

Приклад 11

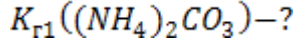
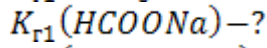
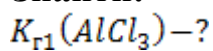
Написати рівняння реакції першої стадії гідролізу та обчислити константу гідролізу для наступних солей:



Дано:

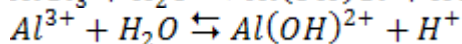
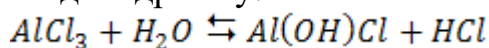


Знайти:



Розв'язок:

а) $AlCl_3$ - це розчинна сіль, утворена слабкою основою $Al(OH)_3$ та сильною кислотою HCl . Гідроліз відбувається за катіоном. Рівняння I стадії гідролізу:



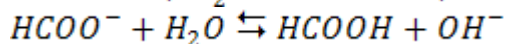
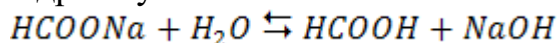
Константа гідролізу розраховується за формулою :

$$K_{г} = \frac{K_{H_2O}}{K_{б}},$$

де K_{H_2O} іонний добуток води, $K_{б}$ - константа дисоціації слабкої основи

$$K_{г1}(AlCl_3) = \frac{K_{H_2O}}{K_{д3}(Al(OH)_3)} = \frac{10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2}{1,38 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}} = 7,25 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

б) $HCOONa$ - це розчинна сіль, утворена сильною основою $NaOH$ та слабкою кислотою $HCOOH$. Гідроліз відбувається за аніоном. Рівняння гідролізу:



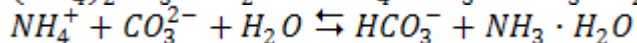
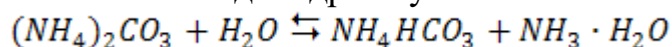
Константа гідролізу розраховується за формулою

$$K_{г} = \frac{K_{H_2O}}{K_{а}},$$

де K_{H_2O} іонний добуток води, $K_{а}$ - константа дисоціації слабкої кислоти

$$K_{г}(HCOONa) = \frac{K_{H_2O}}{K_{д}(HCOOH)} = \frac{10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2}{1,77 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}} = 5,65 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

в) $(NH_4)_2CO_3$ - це розчинна сіль, утворена слабкою основою $NH_3 \cdot H_2O$ та слабкою кислотою H_2CO_3 . Гідроліз відбувається за катіоном та аніоном. Рівняння I стадії гідролізу:



Константа гідролізу розраховується за формулою

$$K_{г} = \frac{K_{H_2O}}{K_{а}K_{б}},$$

де K_{H_2O} іонний добуток води, K_a - константа дисоціації слабкої кислоти;
 K_b - константа дисоціації слабкої основи

$$K_{r1}((NH_4)_2CO_3) = \frac{K_{H_2O}}{K_{d2}(H_2CO_3) \cdot K_d(NH_3 \cdot H_2O)} =$$

$$= \frac{10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2}{4,69 \cdot 10^{-11} \text{ моль}/\text{л} \cdot 1,75 \cdot 10^{-5}} = 12,2$$

Відповідь: $K_{r1}(AlCl_3) = 7,25 \cdot 10^{-6} \text{ моль}/\text{л};$
 $K_r(HCOONa) = 5,65 \cdot 10^{-11} \text{ моль}/\text{л};$
 $K_{r1}((NH_4)_2CO_3) = 12,2.$

Задачі для самостійного розв'язання

4.1 Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ та OH^- при температурі 25°C :

- а) в розчині трихлороцтової кислоти (Cl_3CCOOH) з молярною концентрацією $0,003 \text{ моль}/\text{л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 89%;
 б) в розчині ціанідної кислоти (HCN) з молярною концентрацією $0,003 \text{ моль}/\text{л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 0,5%;
 в) в розчині барій гідроксиду ($Ba(OH)_2$) з молярною концентрацією $0,003 \text{ моль}/\text{л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 100%;
 г) в розчині амоніаку ($NH_3 \cdot H_2O$) з молярною концентрацією NH_3 $0,003 \text{ моль}/\text{л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 7,5% .

Відповідь: а) $[H^+] = 2,67 \cdot 10^{-3} \text{ моль}/\text{л}; [OH^-] = 3,745 \cdot 10^{-12} \text{ моль}/\text{л};$
 б) $[H^+] = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль}/\text{л}; [OH^-] = 6,67 \cdot 10^{-9} \text{ моль}/\text{л};$
 в) $[H^+] = 1,67 \cdot 10^{-12} \text{ моль}/\text{л}; [OH^-] = 6 \cdot 10^{-3} \text{ моль}/\text{л};$
 г) $[H^+] = 4,44 \cdot 10^{-11} \text{ моль}/\text{л}; [OH^-] = 2,25 \cdot 10^{-4} \text{ моль}/\text{л}.$

4.2 Обчислити показники pH та pOH для розчинів:

- а) з молярною концентрацією вільних іонів H^+ $3,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль}/\text{л};$
 б) з молярною концентрацією вільних іонів OH^- $5,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль}/\text{л}.$

Відповідь: а) $pH = 2,46; pOH = 11,54;$
 б) $pH = 12,73; pOH = 1,27.$

4.3 Обчислити показник pH для розчинів а) нітратної кислоти (HNO_3) з молярною концентрацією $10^{-3} \text{ моль}/\text{л};$ б) барій гідроксиду ($Ba(OH)_2$) з молярною концентрацією $0,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль}/\text{л},$ якщо ступінь дисоціації електролітів 100%. Як зміниться pH цих розчинів при розведенні в 100 разів?

Відповідь: а) $pH = 3,$ збільшиться на 2;
 б) $pH = 12,$ зменшиться на 2

4.4 Розрахувати значення pH 6%-го розчину оцтової кислоти, враховуючи, що ступінь дисоціації кислоти 0,5% та густина розчину $1 \text{ г}/\text{мл}.$

$$M(CH_3COOH) = 60 \text{ г}/\text{моль}$$

Відповідь: $pH = 2,3$

4.5 Обчислити показник pH розчину з масовою часткою барій гідроксиду 0,02% враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100% та густина

розчину 1 г/мл . $M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 171 \text{ г/моль}$

Відповідь: $\text{pH} = 11,37$

4.6 Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ и OH^- в секреті підшлункової залози з $\text{pH} 7,7$.

Відповідь: $[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$;
 $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$

4.7 Обчислити масу хлоридної кислоти, яка міститься в 300мл розчину з $\text{pH} = 2$, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100%.

$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$

Відповідь: $m(\text{HCl}) = 0,1095 \text{ г}$

4.8 Обчислити масову частку сульфатної кислоти в розчині з $\text{pH} = 2$, якщо ступінь дисоціації електроліту 100%.

Густина розчину 1 г/мл ; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$

Відповідь: $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,049\%$

4.9 Розрахувати масу барій гідроксиду, необхідну для приготування 250мл розчину з $\text{pH} = 13$, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100%.

$M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 171 \text{ г/моль}$.

Відповідь: $m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 2,1375 \text{ г}$

4.10 Розрахувати масову частку амоніаку (NH_3) в водному розчині, якщо значення pH цього розчину 11,8. Ступінь дисоціації $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 23%; густина розчину $0,998 \text{ г/мл}$; $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$

Відповідь: $\omega(\text{NH}_3) = 0,047\%$

4.11 Водневий показник розчину барій гідроксиду дорівнює 12. Обчислити масову концентрацію $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в розчині, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100%. $M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 171 \text{ г/моль}$.

Відповідь: $\rho(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,855 \text{ г/л}$

4.12 Написати рівняння реакції першої стадії гідролізу та обчислити константу гідролізу для наступних солей:

а) MgCl_2 , якщо $K_{\text{д}2}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$;

б) K_3PO_4 , якщо $K_{\text{д}3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,26 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$;

в) $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ якщо $K_{\text{д}2}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$,

$K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$.

Відповідь: а) $K_{\text{г}1}(\text{MgCl}_2) = 4 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$;

б) $K_{\text{г}1}(\text{K}_3\text{PO}_4) = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$;

в) $K_{\text{г}1}(\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2) = 2,28 \cdot 10^{-7}$.

5. Хімічна рівновага. Добуток розчинності.

Основні величини, що використовуються для опису рівноважних станів

Параметр	Позначення, одиниця виміру	Змістове значення
Константа рівноваги (виражена через концентрації)	K_c <p>Для реакції</p> $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ $K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$ <p>де квадратні дужки означають рівноважні концентрації учасників реакції (в моль/л).</p>	<p>Дорівнює відношенню добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій реагентів в степенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам.</p> <p>Знаючи константу рівноваги реакції, можна розрахувати рівноважний склад реакційної суміші, вихід продуктів, визначити напрямок протікання реакції.</p> <p>Чим більше значення K, тим сильніше рівновага зміщена в бік утворення продуктів прямої реакції. Дуже велике значення K ($K \gg 1$) відповідає практично повному перетворенню вихідних речовин в продукти, а дуже маленьке значення ($K \ll 1$) говорить про те, що пряма реакція практично не проходить.</p>
Константа дисоціації	<p>Для кислоти:</p> $HAn \rightleftharpoons H^+ + An^-$ $K_a = \frac{[H^+] \cdot [An^-]}{[HAn]}$ <p>Для основи:</p> $KtOH \rightleftharpoons Kt^+ + OH^-$ $K_b = \frac{[OH^-] \cdot [Kt^+]}{[KtOH]}$	<p>Константа рівноваги, що описує дисоціацію слабого електроліту, використовується для кількісної характеристики сили електроліту.</p>
Константа нестійкості	$MeL_n \rightleftharpoons Me + nL$ $K_{\text{нест.}} = \frac{[Me] \cdot [L]^n}{[MeL_n]}$	<p>Константа рівноваги, що описує дисоціацію комплексного іона, використовується для кількісної характеристики стійкості внутрішньої сфери координаційної сполуки.</p>

Добуток розчинності	$Kt_n An_m \rightleftharpoons nKt^{m+} + mAn^{n-}$ $DР = [Kt^{m+}]^n \cdot [An^{n-}]^m$	Константа рівноваги, що описує рівновагу між іонами Kt^{m+} , An^{n-} в насиченому розчині та твердою фазою $Kt_n An_m$; використовується для кількісної характеристики розчинності малорозчинного електроліту $Kt_n An_m$.
---------------------	---	---

Зміщення хімічної рівноваги.

Принцип Ле Шательє: якщо на рівноважну систему здійснити зовнішній вплив, то рівновага зміститься так, щоб зменшити ефект зовнішнього впливу.

Хімічна рівновага може бути зміщена за рахунок зміни температури, тиску або концентрацій речовин шляхом їх видалення або введення в систему.

1. Підвищення температури зміщує рівновагу в бік охолодження, тобто сприяє тій реакції, при якій теплота поглинається. Якщо пряма реакція екзотермічна, рівновага при нагріванні зміщується вліво, а якщо пряма реакція ендотермічна, то вправо. Зниження температури зміщує рівновагу в бік нагрівання, тобто сприяє екзотермічній реакції.

2. Тиск впливає тільки на оборотні *газові* реакції, причому тільки на ті з них, в яких відбувається зміна загального числа молекул газу. Збільшення тиску зміщує рівновагу в бік реакції, що йде зі зменшенням загального числа молекул газів, а зменшення тиску – в бік реакції, що йде зі збільшенням числа молекул.

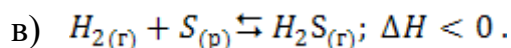
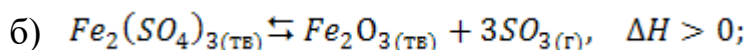
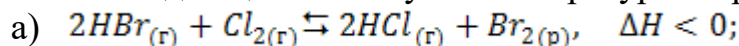
3. Додавання в рівноважну суміш якогось з компонентів реакції зміщує рівновагу в бік зменшення кількості речовини цього компоненту. Збільшення концентрації вихідних речовин та видалення продуктів реакції зміщують рівновагу в бік прямої реакції.

4. Каталізатори не впливають на положення рівноваги, а тільки прискорюють встановлення стану рівноваги.

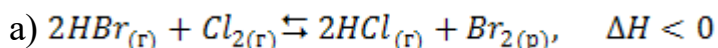
Приклади розв'язання задач.

Приклад 1

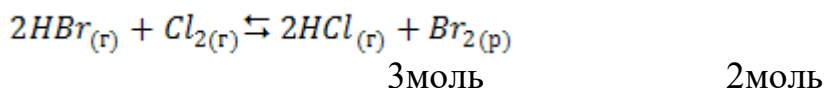
Як вплине підвищення тиску та температури на рівновагу наступних реакцій:



Розв'язок:

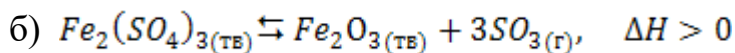


Протікання реакції в прямому напрямку приводить до зменшення загальної кількості молекул газів, тобто зменшення тиску в системі:

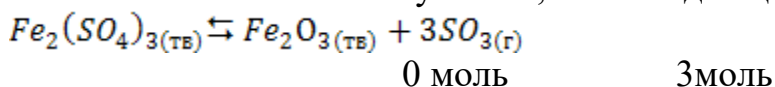


Тому, відповідно до принципу Ле Шательє, *підвищення тиску* викликає зсув рівноваги в бік прямої реакції (вправо).

Як видно з рівняння реакції, пряма реакція є екзотермічною ($\Delta H < 0$), тобто йде з виділенням теплоти. Отже *підвищення температури* викликає зміщення рівноваги в бік ендотермічної зворотної реакції (вліво).

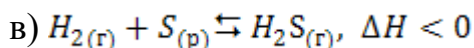


Протікання реакції в прямому напрямку приводить до збільшення загальної кількості молекул газів, тобто *підвищення тиску* в системі:

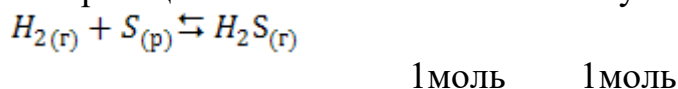


Тому, відповідно до принципу Ле Шательє, *підвищення тиску* викликає зсув рівноваги в бік зворотної реакції (вліво).

Як видно з рівняння реакції, пряма реакція є ендотермічною ($\Delta H > 0$), тобто йде з поглинанням теплоти. Отже *підвищення температури* викликає зміщення рівноваги в бік прямої реакції (вправо).



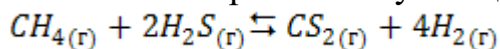
Тиск не впливає на положення хімічної рівноваги, оскільки в прямій та зворотній реакціях загальна кількість молекул газів не змінюється:



Як видно з рівняння реакції, пряма реакція є екзотермічною ($\Delta H < 0$), тобто йде з виділенням теплоти. Отже *підвищення температури* викликає зміщення рівноваги в бік ендотермічної зворотної реакції (вліво).

Приклад 2

Як вплине на рівноважну концентрацію водню в системі



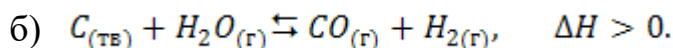
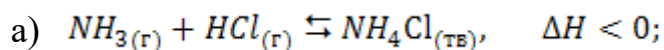
збільшення концентрації метану CH_4 ?

Розв'язок:

Відповідно принципу Ле Шательє при збільшенні концентрації вихідних речовин рівновага зміщується в бік утворення продуктів, тобто вправо. Отже, збільшення концентрації вихідної речовини метану приведе до збільшення швидкості прямої реакції та, відповідно, до збільшення рівноважної концентрації водню.

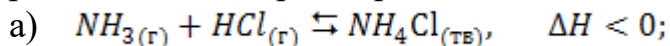
Приклад 3

Які умови (температура, тиск) сприяють збільшенню виходу продуктів реакції в наступних випадках:



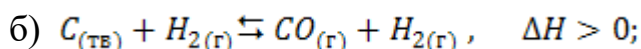
Розв'язок:

Для збільшення виходу продуктів необхідно викликати зміщення хімічної рівноваги в бік прямої реакції.



Пряма реакція екзотермічна ($\Delta H < 0$), її протіканню сприятиме зниження температури. Пряма реакція приводить до зменшення загальної кількості молекул газів, її протіканню сприятиме підвищення тиску.

Отже, оптимальними умовами для збільшення виходу продуктів реакції є *низька температура, високий тиск*.

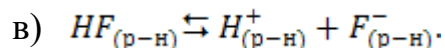
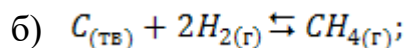
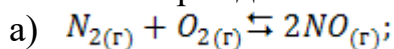


Пряма реакція ендотермічна ($\Delta H > 0$), її протіканню сприятиме підвищення температури. Пряма реакція приводить до збільшення загальної кількості молекул газів, її протіканню сприятиме зниження тиску.

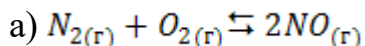
Отже, оптимальними умовами для збільшення виходу продуктів реакції є *висока температура, низький тиск*.

Приклад 4

Написати вираз для констант рівноваги наступних реакцій:

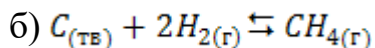


Розв'язок:



Коефіцієнт при NO дорівнює 2, тому концентрація оксиду нітрогену у виразі для константи рівноваги підноситься в квадрат; інші концентрації входять у вираз для константи рівноваги в першому степені. Концентрація продукту – NO – в чисельнику, концентрації вихідних речовин – N₂ та O₂ – в знаменнику:

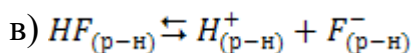
$$K = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]}.$$



Вуглець в цій реакції – чиста тверда речовина; його не включають у вираз для константи рівноваги, оскільки концентрація чистої твердої або рідкої речовини завжди стала. **У вираз для константи рівноваги входять тільки гази, оскільки їх концентрація залежить від умов, та (або) рідкі та тверді речовини, що знаходяться в розчині, де їх концентрація може змінюватись.** Для даної реакції у вираз для константи рівноваги входять лише концентрації водню та метану. Коефіцієнт при H₂ дорівнює 2, тому

концентрація водню у виразі для константи рівноваги підноситься в квадрат; концентрація метану входить у вираз для константи рівноваги в першому степені. Концентрація продукту – CH_4 – в чисельнику, концентрація вихідної речовини – H_2 – в знаменнику:

$$K = \frac{[\text{CH}_4]}{[\text{H}_2]^2} .$$



Реакція відбувається в розчині, тому у вираз для константи рівноваги входять концентрації всіх трьох частинок, що приймають участь в реакції, причому всі концентрації в першому степені. Концентрація вихідної речовини – недисоційованого HF – в знаменнику, концентрації продуктів – H^+ та F^- - в чисельнику:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]} .$$

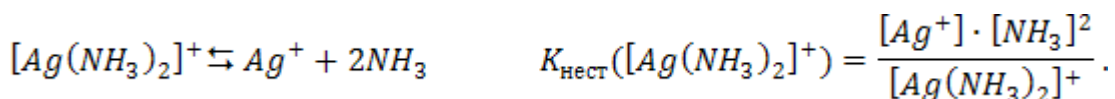
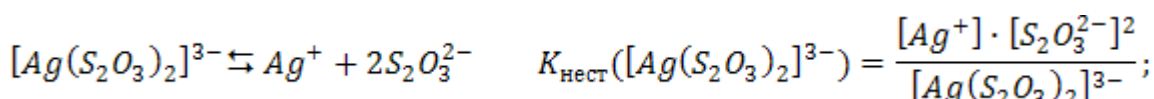
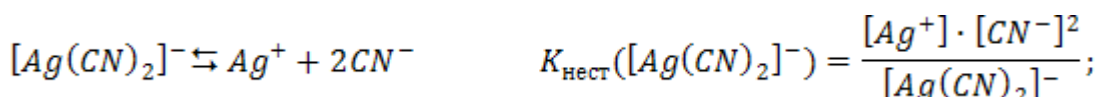
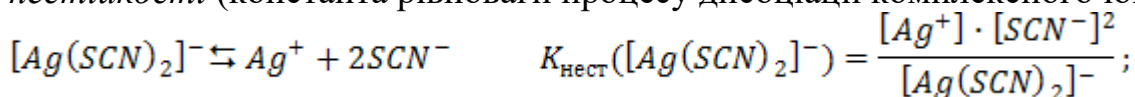
Приклад 5

Написати вирази констант нестійкості наступних комплексних іонів: $[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^-$, $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

Який з наведених комплексних іонів є найбільш стійким, а який найменш стійким?

Розв'язок:

Дисоціацію комплексного іона в розчині кількісно характеризує *константа нестійкості* (константа рівноваги процесу дисоціації комплексного іона):



Стійкість однотипних комплексних іонів можна порівняти шляхом зіставлення величин констант нестійкості (див. додаток 3):

$$K_{\text{нест}}([\text{Ag}(\text{SCN})_2]^-) = 5,89 \cdot 10^{-9} \text{ моль}^2/\text{л}^2 ;$$

$$K_{\text{нест}}([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = 1 \cdot 10^{-21} \text{ моль}^2/\text{л}^2 ;$$

$$K_{\text{нест}}([\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}) = 3,47 \cdot 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 ;$$

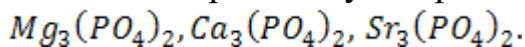
$$K_{\text{нест}}([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+) = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ моль}^2/\text{л}^2 .$$

Чим менше значення має константа нестійкості, тим стійкішим є даний комплексний іон.

Відповідь: найбільш стійким є комплексний іон $[Ag(CN)_2]^-$, найменш стійким – $[Ag(NH_3)_2]^+$.

Приклад 6

Написати вирази добутків розчинності наступних сполук:



Яка з наведених сполук найбільш розчинна у воді?

Розв'язок:

Вирази добутків розчинності:

$$ДР(Mg_3(PO_4)_2) = [Mg^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2;$$

$$ДР(Ca_3(PO_4)_2) = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2;$$

$$ДР(Sr_3(PO_4)_2) = [Sr^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2.$$

Розчинність однотипних малорозчинних електролітів можна порівняти шляхом зіставлення величин добутків розчинності (див. додаток 4):

$$ДР(Mg_3(PO_4)_2) = 1,04 \cdot 10^{-24} \text{ моль}^5/\text{л}^5;$$

$$ДР(Ca_3(PO_4)_2) = 2,07 \cdot 10^{-33} \text{ моль}^5/\text{л}^5;$$

$$ДР(Sr_3(PO_4)_2) = 1,0 \cdot 10^{-31} \text{ моль}^5/\text{л}^5.$$

Чим більше значення має добуток розчинності, тим більш розчинною є дана сполука.

Відповідь: найбільш розчинна у воді сполука $Mg_3(PO_4)_2$.

Приклад 7

Які процеси будуть відбуватись в розчині, що містить рівні кількості іонів Cl^- , Br^- , I^- , при додаванні до нього катіону Ag^+ ?

Розв'язок:

В розчині будуть послідовно випадати осаді. Конкуренцію за спільний іон виграє той малорозчинний електроліт, який найміцніше зв'язується (найменше значення ДР) іоном осаджувача.

Добутки розчинності сполук наведені в додатку 4:

$$ДР(AgI) = 8,52 \cdot 10^{-17} \text{ моль}^2/\text{л}^2;$$

$$ДР(AgBr) = 5,35 \cdot 10^{-13} \text{ моль}^2/\text{л}^2;$$

$$ДР(AgCl) = 1,77 \cdot 10^{-10} \text{ моль}^2/\text{л}^2.$$

Оскільки

$$ДР(AgI) < ДР(AgBr) < ДР(AgCl),$$

то першим випадє осад $Ag^+ + I^- \rightarrow AgI \downarrow$,

потім $Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr \downarrow$,

і останнім $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$.

Приклад 8

Які зміни відбудуться, якщо до розчину, який знаходиться в рівновазі з осадом CaSO_4 , додати H_2SO_4 ?

Розв'язок:

Добуток розчинності – величина стала при певній температурі

$$DР(\text{CaSO}_4) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = \text{const}$$

При додаванні H_2SO_4 до насиченого розчину CaSO_4 концентрація іонів SO_4^{2-} збільшується, внаслідок чого концентрація іонів Ca^{2+} зменшується таким чином, що їх добуток залишається сталою величиною.

Відповідь: $DР(\text{CaSO}_4)$ не зміниться, молярна концентрація іонів Ca^{2+} зменшиться, тому що молярна концентрація іонів SO_4^{2-} збільшиться

Приклад 9

Кісткова тканина починає формуватися в плазмі крові. Чи достатньою є концентрація катіону кальцію у вільному стані $c(\text{Ca}^{2+}) = 1,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л для утворення осаду CaHPO_4 ? Щодо концентрації гідрофосфат-іонів, то вона, становить в плазмі крові $c(\text{HPO}_4^{2-}) = 2,9 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Дано:

$$c(\text{Ca}^{2+}) = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

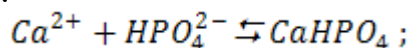
$$c(\text{HPO}_4^{2-}) = 2,9 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Знайти:

$DК$ -?

Розв'язок:

Записати рівняння реакції:



Умовою утворення осаду є співвідношення $DК > DР$, де $DК$ - добуток концентрацій іонів малорозчинного електроліту; $DР$ - добуток розчинності (довідникова величина, див. додаток 4):

$$DР(\text{CaHPO}_4) = 2,7 \cdot 10^{-7} \frac{\text{моль}^2}{\text{л}^2};$$

Обчислити добуток концентрацій

$$DК = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{HPO}_4^{2-}) = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} \cdot 2,9 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л} = 2,9 \cdot 10^{-7} \text{ моль}^2/\text{л}^2;$$

Порівняти обчислене значення добутку концентрацій з табличним значенням добутку розчинності:

$$2,9 \cdot 10^{-7} > 2,7 \cdot 10^{-7} \implies \text{осад утвориться}$$

Відповідь: осад утвориться, тому що $DК > DР$

Приклад 10

Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів розчинів AgNO_3 та H_2SO_4 , молярна концентрація яких $0,02$ моль/л?

Дано:

$$c_0(\text{AgNO}_3) = 0,02 \text{ моль/л}$$

$$c_0(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,02 \text{ моль/л}$$

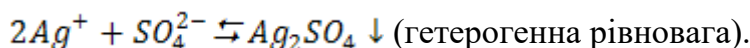
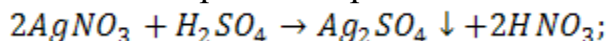
$$V(\text{AgNO}_3) = V(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Знайти:

ДК—?

Розв'язок:

1. Записати рівняння реакції:



Умовою утворення осаду є співвідношення ДК > ДР, де ДК - добуток концентрацій іонів малорозчинного електроліту; ДР - добуток розчинності (довідникова величина, див. додаток 4):

$$\text{ДР}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль}^3/\text{л}^3.$$

2. За умовою задачі зливаються рівні об'єми розчинів, тому концентрація солей зменшується вдвічі:

$$c(\text{AgNO}_3) = \frac{c_0(\text{AgNO}_3)}{2} = \frac{0,02 \text{ моль/л}}{2} = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{c_0(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{0,02 \text{ моль/л}}{2} = 0,01 \text{ моль/л}.$$

3. Оскільки солі AgNO_3 та Na_2SO_4 є сильними електролітами, молярні концентрації Ag^+ та SO_4^{2-} дорівнюють загальним концентраціям AgNO_3 та Na_2SO_4 :

$$c(\text{Ag}^+) = c(\text{AgNO}_3) = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,01 \text{ моль/л}.$$

4. Обчислити добуток концентрацій Ag^+ та SO_4^{2-} в отриманому розчині:

$$\text{ДК}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = c^2(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$$

$$\text{ДК}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = (0,01 \text{ моль/л})^2 \cdot 0,01 \text{ моль/л} = 1 \cdot 10^{-6} \text{ моль}^3/\text{л}^3.$$

Порівняти обчислене значення добутку концентрацій з табличним значенням добутку розчинності:

$$1 \cdot 10^{-6} < 1,2 \cdot 10^{-5} \implies \text{осад не утвориться.}$$

Відповідь: осад не випаде, тому що ДК < ДР.

Приклад 11

Обчислити масову концентрацію аргентум броміду $\rho(\text{AgBr})$ в насиченому розчині, якщо добуток розчинності AgBr дорівнює $5,35 \cdot 10^{-13} \text{ моль}^2/\text{л}^2$.
 $M(\text{AgBr}) = 188 \text{ г/моль}$.

Дано:

$$\text{ДР}(\text{AgBr}) = 5,35 \cdot 10^{-13} \text{ моль}^2/\text{л}^2$$

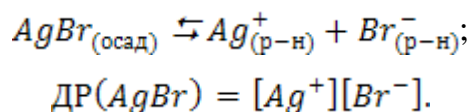
$$M(\text{AgBr}) = 188 \text{ г/моль}$$

Знайти:

$$\rho(\text{AgBr}) - ?$$

Розв'язок:

1. Записати рівняння гетерогенної рівноваги та вираз для добутку розчинності $AgBr$:



2. Обчислити молярну концентрацію $AgBr$ в насиченому розчині:
 $[Ag^{+}] = [Br^{-}] = c(AgBr)$

$$ДР(AgBr) = [Ag^{+}][Br^{-}] = c^2(AgBr)$$

$$c(AgBr) = \sqrt{ДР} = \sqrt{5,35 \cdot 10^{-13} \text{ моль}^2/\text{л}^2} = 7,31 \cdot 10^{-7} \text{ моль}/\text{л}$$

3. Обчислити масову концентрацію $AgBr$:

$$\rho(AgBr) = M(AgBr) \cdot c(AgBr)$$

$$\rho(AgBr) = 188 \text{ г}/\text{моль} \cdot 7,31 \cdot 10^{-7} \text{ моль}/\text{л} = 1,37 \cdot 10^{-4} \text{ г}/\text{л}$$

Відповідь:

$$\rho(AgBr) = 1,37 \cdot 10^{-4} \text{ г}/\text{л}$$

Приклад 12

Чи випаде осад Ag_2SO_4 при підвищенні масової концентрації Ag_2SO_4 в розчині до $3,12 \text{ г}/\text{л}$.

Дано:

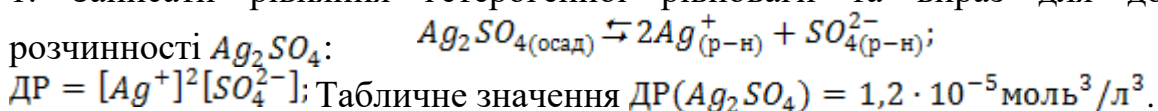
$$\rho(Ag_2SO_4) = 3,12 \text{ г}/\text{л}$$

Знайти:

$$ДК(Ag_2SO_4) - ?$$

Розв'язок:

1. Записати рівняння гетерогенної рівноваги та вираз для добутку розчинності Ag_2SO_4 :



2. Обчислити молярну концентрацію Ag_2SO_4 в розчині:

$$c(Ag_2SO_4) = \frac{\rho(Ag_2SO_4)}{M(Ag_2SO_4)} = \frac{3,12 \text{ г}/\text{л}}{312 \text{ г}/\text{моль}} = 0,01 \text{ моль}/\text{л}.$$

3. Обчислити добуток концентрацій Ag^{+} та SO_4^{2-} в розчині:

$$c(Ag^{+}) = 2 \cdot c(Ag_2SO_4);$$

$$c(SO_4^{2-}) = c(Ag_2SO_4);$$

$$ДК(Ag_2SO_4) = c^2(Ag^{+}) \cdot c(SO_4^{2-}) = (2 \cdot c(Ag_2SO_4))^2 \cdot c(Ag_2SO_4) = 4 \cdot c^3(Ag_2SO_4)$$

$$ДК(Ag_2SO_4) = 4 \cdot (0,01 \text{ моль}/\text{л})^3 = 4 \cdot 10^{-6} \text{ моль}^3/\text{л}^3.$$

Порівняти обчислене значення добутку концентрацій з табличним значенням добутку розчинності:

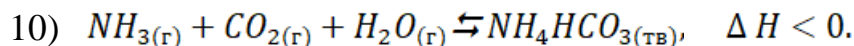
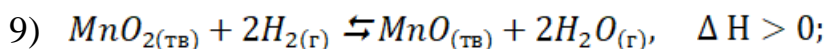
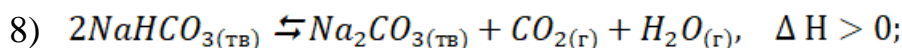
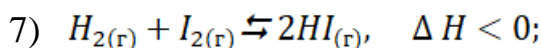
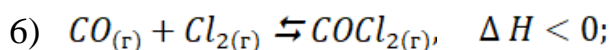
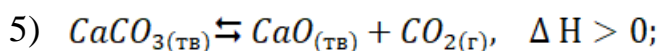
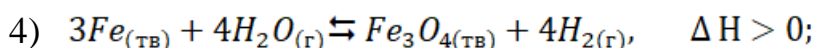
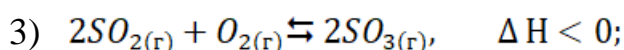
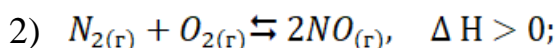
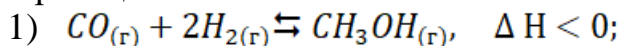
$$4 \cdot 10^{-6} < 1,2 \cdot 10^{-5} \implies \text{осад не утвориться.}$$

Відповідь: осад не випаде, тому що $ДК < ДР$.

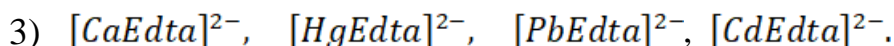
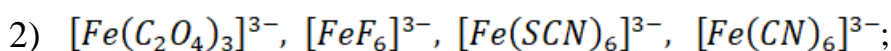
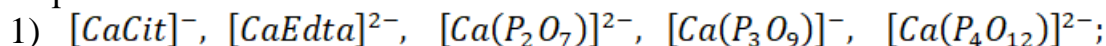
Задачі для самостійного розв'язання

5.1 Для наступних оборотних гомогенних та гетерогенних реакцій

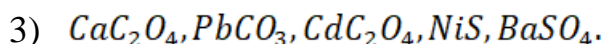
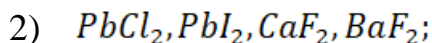
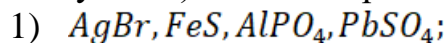
- ✓ написати вирази констант рівноваги;
- ✓ визначити як вплине на стан рівноваги підвищення
 - а) тиску,
 - б) температури;
- ✓ вказати дією яких факторів можна збільшити вихід продуктів прямої реакції.



5.2 Порівняти стійкість комплексних іонів:



5.3 Написати вирази добутків розчинності для наведених сполук. Визначити яка сполука є а) найбільш розчинною; б) найменш розчинною у воді.



5.4 Які процеси будуть відбуватись в розчині, що містить рівні кількості іонів Cl^- , Br^- , I^- , при додаванні до нього катіону Pb^{2+} ?

5.5 Які процеси будуть відбуватись в розчині, що містить рівні кількості іонів Ba^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Pb^{2+} при додаванні до нього аніону $C_2O_4^{2-}$?

5.6 Які зміни відбудуться якщо до розчину, який знаходиться в рівновазі з осадом SrCO_3 , додати а) розчин Na_2CO_3 ; б) розчин $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$?

5.7 Які зміни відбудуться якщо до розчину, який знаходиться в рівновазі з осадом MnS , додати а) розчин Na_2S ; б) розчин MnSO_4 ?

5.8 Хвороба “камінь нирки” - це осідання малорозчинних солей $\text{Ca}(\text{II})$ різного складу (уратів, фосфатів та оксалатів). Чи призводить до утворення осаду CaC_2O_4 збільшення концентрації оксалат-іонів в плазмі крові до $c(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) = 2 \cdot 10^{-4}$ моль/л; щодо концентрації катіону кальцію у вільному стані, то вона, становить в плазмі крові $c(\text{Ca}^{2+}) = 1,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Відповідь: $\text{ДК} = 2 \cdot 10^{-7}$ моль²/л²
осад утвориться

5.9 Хвороба камінь печінки пов'язана з утворенням малорозчинної солі кальцій карбонату. Чи призводить до утворення осаду CaCO_3 збільшення масової концентрації до $\rho(\text{CaCO}_3) = 2,0 \cdot 10^{-3}$ г/л? $M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль.

Відповідь: $\text{ДК} = 4 \cdot 10^{-10}$ моль²/л²
осад не утвориться

5.10 Чи випаде осад CdC_2O_4 при підвищенні масової концентрації CdC_2O_4 в розчині до $0,06$ г/л. $M(\text{CdC}_2\text{O}_4) = 200$ г/моль.

Відповідь: $\text{ДК} = 9 \cdot 10^{-8}$ моль²/л²
осад утвориться

5.11 Чи випаде осад BaF_2 при підвищенні масової концентрації BaF_2 в розчині до $0,06$ г/л. $M(\text{BaF}_2) = 175$ г/моль.

Відповідь: $\text{ДК} = 4,03 \cdot 10^{-11}$ моль³/л³
осад не утвориться

5.12 Чи випаде осад $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ при підвищенні масової концентрації $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ в розчині до $0,06$ г/л. $M(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 304$ г/моль.

Відповідь: $\text{ДК} = 7,69 \cdot 10^{-12}$ моль³/л³
осад утвориться

5.13 Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів розчинів $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ та CaCl_2 , молярна концентрація яких $0,03$ моль/л?

Відповідь: $\text{ДК} = 3,375 \cdot 10^{-6}$ моль³/л³
осад не утвориться

5.14 Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів розчинів BaCl_2 та Na_2SO_4 , молярна концентрація яких $0,01$ моль/л?

Відповідь: $\text{ДК} = 2,5 \cdot 10^{-5}$ моль²/л²
осад утвориться

5.15 Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів розчинів $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ та Na_2SO_4 , молярна концентрація яких 0,01 моль/л?

Відповідь: $DK = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль}^2/\text{л}^2$
осад не утвориться

5.16 Обчислити масову концентрацію нікель сульфиду $\rho(\text{NiS})$ в насиченому розчині. $M(\text{NiS}) = 91 \text{ г/моль}$.

Відповідь: $\rho(\text{NiS}) = 2,78 \cdot 10^{-9} \text{ г/л}$

5.17 Обчислити масову концентрацію PbI_2 в насиченому розчині.
 $M(\text{PbI}_2) = 461 \text{ г/моль}$.

Відповідь: $\rho(\text{PbI}_2) = 0,986 \text{ г/л}$

5.18 Обчислити масову концентрацію SrSO_4 в насиченому розчині.
 $M(\text{SrSO}_4) = 184 \text{ г/моль}$.

Відповідь: $\rho(\text{SrSO}_4) = 0,108 \text{ г/л}$

5.19 Обчислити масову концентрацію Ag_2CO_3 в насиченому розчині.
 $M(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 276 \text{ г/моль}$.

Відповідь: $\rho(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 0,056 \text{ г/л}$

6. Теплові ефекти хімічних реакцій в розчинах. Направленість процесів.

Основні термодинамічні величини

Параметр	Позначення, одиниця виміру	Змісто́ве значення
Внутрішня енергія	U , Дж, кДж	Повна енергія системи, що включає всі види енергії руху та взаємодії складових структурних одиниць (молекул, атомів, ядер, електронів), за виключенням кінетичної енергії системи як цілого та її потенціальної енергії в полі зовнішніх сил. Внутрішня енергія є функцією стану. Абсолютну величину U неможливо визначити навіть для найпростіших систем, однак в цьому немає необхідності, оскільки як в теорії, так і на практиці використовують зміну цієї величини $\Delta U = U_2 - U_1$ при переході системи зі стану 1 в стан 2.
Теплота	Q , Дж, кДж, кал, ккал	Мікроскопічна форма передачі енергії через хаотичні зіткнення між

		<p>частинками, в результаті яких відбувається зміна кінетичної енергії частинок і вирівнюється температура. Енергія переходить від більш нагрітих частин системи до менш нагрітих (або від більш нагрітої системи до менш нагрітої). Якщо система віддає теплоту (<i>екзотермічний процес</i>), то Q вважається від'ємною величиною ($Q < 0$), а якщо одержує (<i>ендотермічний процес</i>), то Q є додатною величиною ($Q > 0$).</p>
Робота	<p>A, Дж, кДж</p>	<p>Макроскопічна форма передачі енергії від впорядкованого поступально рухомого потоку великої кількості частинок системи до частинок зовнішнього середовища зі створенням в ньому аналогічного потоку. Якщо система виконує роботу над зовнішнім середовищем, то A вважається додатною величиною, а якщо зовнішнє середовище виконує роботу над системою, то A вважається від'ємною величиною.</p> <p>Як один з видів роботи в термодинаміці розглядається механічна робота розширення (стиснення) системи, що дорівнює</p> $A = p(V_2 - V_1) = p\Delta V$ <p>Система виконує роботу розширення ($A > 0$), зовнішнє середовище виконує над системою роботу стиснення ($A < 0$).</p>
Ентальпія	<p>H, Дж, кДж; $H = U + pV$ $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$</p>	<p>Функція стану, що характеризує енергетичний стан системи в ізобарних умовах. Фізичний зміст ентальпії можна визначити як енергію розширеної системи, або як внутрішню енергію з урахуванням роботи, яку необхідно витратити, щоб система в умовах певного тиску зайняла певний об'єм.</p>
Тепловий ефект хімічної реакції	<p>Q, кДж або кДж/моль, кал або ккал/моль тепловий ефект</p>	<p>Кількість теплоти, що виділяється або поглинається в результаті здійснення хімічного процесу в термомеханічній системі при постійному тиску або</p>

	ізохорного процесу ($V = const$): $Q_V = \Delta U$ тепловий ефект ізобарного процесу ($p = const$): $Q_P = \Delta H$	об'ємі ($p = const$ або $V = const$) та рівності температур вихідних речовин та продуктів. Тепловий ефект може бути віднесений до всієї реакції (вимірюється в кДж) або до 1 моль будь-якого i -го учасника реакції (вимірюється в кДж/моль i -тої речовини).
Стандартна теплота (ентальпія) реакції	ΔH_{298}^0 , кДж або кДж/моль	Тепловий ефект ізобарно-ізотермічного процесу, віднесений до <i>стандартних термодинамічних умов</i> : $p = 101325 \text{ Па} = 1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт.ст.}$, що означає індекс «0» праворуч зверху; $T = 298,15 \text{ К}$, що вказує індекс «298» праворуч знизу. Знак Δ показує, що мова йде про зміну ентальпії в результаті реакції, але для короткості формулювань слово «зміна» випускається.
Стандартна теплота (ентальпія) утворення речовини	$\Delta H_{\text{утв.}298}^0$ (реч., агр. стан), кДж/моль	Тепловий ефект (стандартна ентальпія ΔH_{298}^0) реакції утворення 1 моль даної складної речовини з відповідної кількості простих речовин, що знаходяться в стандартних умовах. Стандартна ентальпія утворення будь-якої простої речовини в її найбільш термодинамічно стійкому агрегатному та алотропному стані дорівнює 0.
Стандартна теплота (ентальпія) згоряння речовини	$\Delta H_{\text{зг.}298}^0$ (реч., агр. стан), кДж/моль	Тепловий ефект (стандартна ентальпія ΔH_{298}^0) реакції окиснення 1 моль речовини киснем з утворенням вищих оксидів в стандартних умовах. За визначенням, стандартна ентальпія згоряння кисню, води, оксиду карбону (IV) та інших вищих оксидів дорівнює 0, оскільки вони не окиснюються киснем.
Ентропія	S , $\frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ або $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$; $\Delta S = S_2 - S_1$ для ізотермічних процесів	Термодинамічна функція, фізичний зміст якої можна визначити як міру молекулярного хаосу, неупорядкованості системи. Ентропія є функцією стану, її зміна (ΔS) залежить лише від початкового та кінцевого стану

	$\Delta S = \frac{Q}{T}$	системи. Поняття ентропії введено в термодинаміку для визначення міри необоротного розсіювання енергії, міри відхилення реального процесу від ідеального. Значення ентропії неможливо виміряти, можна лише розрахувати.
Стандартна ентропія речовини	S_{298}^0 , Дж/(К·моль)	Ентропія 1 моль речовини при стандартних умовах.
Зв'язана енергія	TS $T\Delta S$	Величина TS показує, яка частина внутрішньої енергії системи може бути перетворена виключно на теплоту. Величина $T\Delta S$ показує, яка частина енергії під час зміни внутрішньої енергії перетворюється виключно на теплоту (віддається чи одержується системою залежно від знака ΔS).
Вільна енергія Гіббса	G , Дж, кДж, $G = H - TS$ $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	Узагальнена термодинамічна функція стану системи, що враховує енергетику та неупорядкованість системи в ізобарно-ізотермічних умовах ($p, T = const$). Інша назва – ізобарно-ізотермічний потенціал. Вільна енергія Гіббса показує, яка частина ΔH перетворюється на роботу.
Стандартна вільна енергія Гіббса речовини	$\Delta G_{утв.298}^0$ (реч., агр. стан) кДж/моль	Стандартна енергія Гіббса утворення 1 моль даної сполуки з простих речовин в стандартних термодинамічних умовах.
Вільна енергія Гельмгольца	F , Дж, кДж, $F = U - TS$ $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$	Узагальнена термодинамічна функція стану системи, що враховує енергетику та неупорядкованість системи в ізохорно-ізотермічних умовах ($V, T = const$). Інша назва – ізохорно-ізотермічний потенціал. Вільна енергія Гельмгольца показує, яка частина ΔU перетворюється на роботу.

Калорійність харчових продуктів	кДж/г або ккал/г	Величина теплоти згоряння продукту, взята з протилежним знаком та приведена до одиниці маси.
---------------------------------	------------------	--

Закони термодинаміки

Перший закон термодинаміки.

Енергія не виникає і не зникає, а тільки може переходити з однієї форми в іншу (в тому числі, теплоту і роботу), кількісно не змінюючись.

Теплота, підведена до закритої системи, витрачається на збільшення внутрішньої енергії системи та на здійснення системою роботи проти зовнішніх сил довкілля.

$$Q = \Delta U + A$$

Другий закон термодинаміки.

В ізольованих системах самодовільно перебігають такі процеси, при яких ентропія зростає.

$$\Delta S > 0$$

Третій закон термодинаміки.

Ентропія чистого ідеального кристалу при абсолютному нулі дорівнює нулю.

Критерії направленості самодовільного процесу в закритій системі

Реальні процеси проводяться, як правило, в закритих системах в ізобарно-ізотермічних ($p, T = const$) або ізохорно-ізотермічних ($V, T = const$) умовах. Критерієм направленості самодовільного процесу в даних випадках є знак зміни енергії Гіббса ΔG (у випадку ізобарно-ізотермічних процесів) або енергії Гельмгольца ΔF (у випадку ізохорно-ізотермічних процесів)

$\Delta G = 0$ ($G = G_{min}$) при $p, T = const$ або $\Delta F = 0$ ($F = F_{min}$) при $V, T = const$	система знаходиться в стані термодинамічної рівноваги.
$\Delta G < 0$ ($G \rightarrow G_{min}$) при $p, T = const$ або $\Delta F < 0$ ($F \rightarrow F_{min}$) при $V, T = const$	процес самодовільно відбувається в прямому напрямку, тобто термодинамічно можливий
$\Delta G > 0$ ($G \rightarrow G_{max}$) при $p, T = const$ або $\Delta F > 0$ ($F \rightarrow F_{max}$) при $V, T = const$	самодовільно відбувається лише зворотний процес, прямий процес термодинамічно неможливий.

Аналіз рівняння $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ показує, що знак та величина ΔG , а отже, термодинамічна можливість самодовільного перебігу реакції залежать від двох факторів: ентальпійного (енергетичного) ΔH та ентропійного $T\Delta S$. З одного боку система прагне прийти до мінімального рівня енергії, виділивши частину її у зовнішнє середовище у вигляді теплоти або роботи ($\Delta H < 0$). З

іншого боку, система прагне зайняти найбільш ймовірний стан, що характеризується максимумом молекулярного хаосу, тобто максимумом ентропії ($\Delta S > 0$). Можливі варіанти:

$\begin{cases} \Delta H < 0 \\ \Delta S > 0 \end{cases}$	В даному випадку $\Delta G < 0$ при будь-яких значеннях температури, процес термодинамічно можливий при будь-якій температурі;
$\begin{cases} \Delta H < 0 \\ \Delta S < 0 \end{cases}$	В даному випадку $\Delta G < 0$ якщо $ \Delta H > T\Delta S $, реакція термодинамічно можлива при порівняно низькотемпературному режимі.
$\begin{cases} \Delta H > 0 \\ \Delta S > 0 \end{cases}$	В даному випадку $\Delta G < 0$ якщо $ \Delta H < T\Delta S $, реакція термодинамічно можлива при порівняно високотемпературному режимі.
$\begin{cases} \Delta H > 0 \\ \Delta S < 0 \end{cases}$	Обидва фактори діють в несприятливому напрямку, реакція термодинамічно неможлива за будь-яких значень температури.

Закон Гесса та наслідки з нього

Закон Гесса: Тепловий ефект реакції не залежить від шляху перебігу реакції, а визначається тільки видом та станом вихідних речовин та продуктів

Наслідки з закону Гесса.

Відповідно закону Гесса можна обчислити тепловий ефект реакції з використанням теплот (ентальпій) утворення або згоряння речовин, не виконуючи експеримент.

1. Тепловий ефект прямої реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції з протилежним знаком.

$$\Delta H_{\text{пр.}} = -\Delta H_{\text{зв.}}$$

2. Тепловий ефект реакції дорівнює сумі теплот (ентальпій) утворення продуктів мінус сума теплот (ентальпій) утворення реагентів з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів, тобто:

$$\Delta H = \sum_i n_i (\Delta H_i)_{\text{утв.}}^{\text{прод.}} - \sum_j n_j (\Delta H_j)_{\text{утв.}}^{\text{реаг.}}$$

3. Тепловий ефект реакції дорівнює сумі теплот (ентальпій) згоряння реагентів мінус сума теплот (ентальпій) згоряння продуктів з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів, тобто:

$$\Delta H = \sum_i n_i (\Delta H_i)_{\text{зг.}}^{\text{реаг.}} - \sum_j n_j (\Delta H_j)_{\text{зг.}}^{\text{прод.}}$$

Приклади розв'язання задач

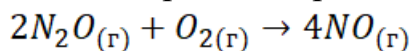
Приклад 1

Визначити можливість окиснення оксиду нітрогену (I), що використовується в медицині для інгаляційної анестезії, киснем повітря до токсичного оксиду нітрогену (II) при стандартних умовах. Обчислити ентальпію та ентропію реакції при стандартних умовах, оцінити внески ентальпійного та ентропійного факторів. Для розрахунків використати значення стандартних термодинамічних величин (див. додаток1).

Дано:	Знайти:
с.у.	$\Delta S_{298}^0 - ?$
	$\Delta H_{298}^0 - ?$
	$\Delta G_{298}^0 - ?$

Розв'язок:

Записати рівняння реакції:



Виписати довідникові дані:

$$S_{298}^0(N_2O_{(г)}) = 220,0 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$S_{298}^0(O_{2(г)}) = 205,2 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$S_{298}^0(NO_{(г)}) = 210,8 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$\Delta H_{\text{утв.298}}^0(N_2O_{(г)}) = 81,6 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{\text{утв.298}}^0(NO_{(г)}) = 91,3 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G_{\text{утв.298}}^0(N_2O_{(г)}) = 103,7 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G_{\text{утв.298}}^0(NO_{(г)}) = 87,6 \text{ кДж/моль}$$

- 1) *Стандартна ентропія* (зміна ентропії процесу, що протікає в стандартних термодинамічних умовах) хімічної реакції визначається різницею сум стандартних ентропій стехіометричної кількості продуктів реакції та вихідних речовин:

$$\Delta S_{298}^0 = \sum_i n_i (S_{298}^0)_{\text{прод.}} - \sum_j n_j (S_{298}^0)_{\text{реаг.}}$$

$$\Delta S_{298}^0 = 4 \cdot S_{298}^0(NO_{(г)}) - [2 \cdot S_{298}^0(N_2O_{(г)}) + S_{298}^0(O_{2(г)})]$$

$$\Delta S_{298}^0 = 4 \text{ моль} \cdot 210,8 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} - \left[2 \text{ моль} \cdot 220,0 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} + 1 \text{ моль} \cdot 205,2 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \right] = 198 \text{ Дж/К}$$

- 2) *Стандартну ентальпію* (зміну ентальпії процесу, що відбувається в стандартних термодинамічних умовах) реакції відповідно до першого наслідку з закону Гесса можна визначити як алгебраїчну різницю сум ентальпій утворення стехіометричних кількостей продуктів реакції та вихідних речовин:

$$\Delta H_{298}^0 = 4 \cdot \Delta H_{\text{утв.298}}^0(NO_{(г)}) - [2 \cdot \Delta H_{\text{утв.298}}^0(N_2O_{(г)}) + \Delta H_{\text{утв.298}}^0(O_{2(г)})]$$

$$\Delta H_{298}^0 = 4 \text{ моль} \cdot 91,3 \text{ кДж/моль} - [2 \text{ моль} \cdot 81,6 \text{ кДж/моль} + 0] = 202 \text{ кДж}$$

- 3) *Стандартну вільну енергію Гіббса* (зміну енергії Гіббса процесу, що

відбувається в стандартних термодинамічних умовах) реакції, що є критерієм самодовільного перебігу процесів, на даному етапі можна обчислити двома шляхами:

I З використанням попередньо обчислених значень ΔH_{298}^0 та ΔS_{298}^0

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - T\Delta S_{298}^0$$

$$\Delta G_{298}^0 = 202 \cdot 10^3 \text{ Дж} - 298 \text{ К} \cdot 198 \frac{\text{ Дж}}{\text{ моль} \cdot \text{ К}} = 142996 \text{ Дж/моль} \cong 143 \text{ кДж/моль}$$

II З використанням довідникових значень стандартних енергій Гіббса утворення речовин. Енергія Гіббса реакції дорівнює алгебраїчній сумі енергій Гіббса утворення стехіометричних кількостей продуктів мінус алгебраїчна сума енергій Гіббса утворення стехіометричних кількостей реагентів:

$$\Delta G_{298}^0 = \sum_i n_i (G_{298}^0(i))_{\text{утв.}}^{\text{прод.}} - \sum_j n_j (G_{298}^0(j))_{\text{утв.}}^{\text{реаг.}}$$

$$\Delta G_{298}^0 = 4 \cdot \Delta G_{\text{утв.}298}^0(\text{NO}_{(г)}) - [2 \cdot \Delta G_{\text{утв.}298}^0(\text{N}_2\text{O}_{(г)}) + \Delta G_{\text{утв.}298}^0(\text{O}_{2(г)})]$$

$$\Delta G_{298}^0 = 4 \text{ моль} \cdot 87,6 \text{ кДж/моль} - [2 \text{ моль} \cdot 103,7 \text{ кДж/моль} + 0] = 143 \text{ кДж}$$

Відповідь: $\Delta S_{298}^0 = 198 \text{ Дж/К}$
 $\Delta H_{298}^0 = 202 \text{ кДж}$
 $\Delta G_{298}^0 = 143 \text{ кДж}$

$\Delta S > 0$, ентропійний фактор сприяє самодовільному перебігу реакції;
 $\Delta H > 0$, ентальпійний фактор забороняє самодовільний перебіг реакції;
 оскільки $\Delta G > 0$, то окиснення N_2O до NO при стандартних умовах неможливе.

Приклад 2

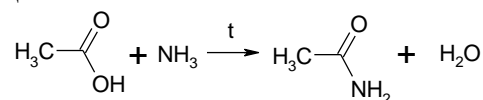
Взаємодія оцтової кислоти з аміаком відбувається через стадію утворення солі амонію; при нагріванні сіль зазнає дегідратації з утворенням ацетаміду. Обчислити тепловий ефект реакції синтезу ацетаміду при стандартних умовах, використовуючи значення стандартних ентальпій згоряння учасників реакції (див. додаток 2).

Дано:
с.у.

Знайти:
 ΔH_{298}^0 - ?

Розв'язок:

Записати рівняння реакції:



Виписати довідникові дані:

$$\Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{p})}) = -874,2 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{NH}_{3(\text{г})}) = -382,8 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{CH}_3\text{CONH}_{2(\text{p})}) = -1184,6 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{H}_2\text{O}) = 0$$

Тепловий ефект (зміну ентальпії процесу) реакції відповідно до другого наслідку з закону Гесса можна визначити як алгебраїчну різницю сум стандартних теплот (ентальпій) згоряння стехіометричних кількостей вихідних речовин та продуктів реакції:

$$\Delta H_{298}^0 = [\Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{CH}_3\text{COOH}) + \Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{NH}_3)] - [\Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{CH}_3\text{CONH}_2) + \Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{H}_2\text{O})]$$

$$\Delta H_{298}^0 = [-874,2 \text{ кДж} + (-382,8 \text{ кДж})] - [-1184,6 \text{ кДж} + 0] = -72,4 \text{ кДж}$$

Відповідь: $\Delta H_{298}^0 = -72,4 \text{ кДж}$

Приклад 3

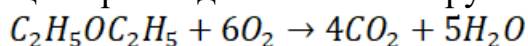
Діетиловий етер – класичний засіб для інгаляційного наркозу. Одним з недоліків використання діетилового етеру як анестетика є його висока вибухонебезпечність. Обчисліть кількість теплоти, що виділиться при повному згорянні 100 г діетилового етеру при с.у., користуючись довідниковими значеннями стандартних теплот (ентальпій) згоряння речовин (див. додаток 2).

Дано:
 $m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) = 100 \text{ г}$

Знайти:
 $Q - ?$

Розв'язок:

Записати рівняння реакції горіння діетилового етеру:



Виписати довідникові дані:

$$\Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) = -2723,9 \text{ кДж/моль}$$

Обчислити кількість теплоти, що виділяється при згорянні 100 г діетилового етеру:

$$Q = -\Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) \cdot n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) = -\Delta H_{\text{зг.298}}^0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5)}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5)}$$

$$Q = -(-2723,9 \text{ кДж/моль}) \cdot \frac{100 \text{ г}}{74 \text{ г/моль}} = 3680,9 \text{ кДж}$$

Відповідь: $Q = 3680,9 \text{ кДж}$

Приклад 4

Розрахувати калорійність 250г сметани, склад якої: 25% жирів, 2,7% вуглеводів та 2,6% білків, якщо їх теплоти (ентальпії) згорання дорівнюють відповідно $-39,9$ кДж/г, -17 кДж/г, -17 кДж/г.

Дано:

$$\Delta H_{зг}(в.) = -17 \text{ кДж/г}$$

$$\Delta H_{зг}(б.) = -17 \text{ кДж/г}$$

$$\Delta H_{зг}(ж.) = -39,9 \text{ кДж/г}$$

$$\omega(в.) = 2,7\% = 0,027$$

$$\omega(б.) = 2,6\% = 0,026$$

$$\omega(ж.) = 25\% = 0,25$$

$$m(см.) = 250\text{г}$$

Знайти:

калорійність 250 г сметани

Розв'язок:

Розрахувати теплоту згорання сметани в перерахунку на 1 г продукту з урахуванням теплот (ентальпій) згорання та масових часток білків, жирів та вуглеводів:

$$\Delta H_{зг}(см.) = \sum \omega(x) \cdot \Delta H_{зг}(x)$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{зг}(см.) &= 0,027 \cdot (-17 \text{ кДж/г}) + 0,026 \cdot (-17 \text{ кДж/г}) + 0,25 \cdot (-39,9 \text{ кДж/г}) = \\ &= -10,876 \text{ кДж/г} \end{aligned}$$

Калорійністю харчових продуктів називають величину теплоти згорання, взяту з протилежним знаком та приведену до одиниці маси.

Отже, калорійність сметани в перерахунку на 1г продукту дорівнює

$10,876 \text{ кДж/г}$, а калорійність 250 г сметани:

$$250\text{г} \cdot 10,876 \text{ кДж/г} = 2719\text{кДж} = 650\text{ккал}$$

Відповідь: калорійність 250 г сметани дорівнює 2719 кДж (або 650 ккал).

Приклад 5

В 200 г сиру міститься білків 47 г, жирів 59г. Обчислити а) калорійність 200 г сиру (в кДж); б) калорійність сиру в розрахунку на 1г продукту (в кДж/г), якщо калорійність білків та жирів становить відповідно 17 кДж/г та $39,9$ кДж/г.

Дано:

$$m(б.) = 47 \text{ г}$$

$$m(ж.) = 59 \text{ г}$$

$$m(сир) = 200\text{г}$$

$$\text{калорійність білків} = 17\text{кДж/г}$$

$$\text{калорійність жирів} = 39,9 \text{ кДж/г}$$

Знайти:

а) калорійність 200 г сиру

б) калорійність сиру в розрахунку на 1г продукту

Розв'язок:

а) Калорійність 200 г сиру обчислюється з урахуванням мас білків та жирів, що в ньому містяться, та їх калорійності:

$$47\text{г} \cdot 17 \text{ кДж/г} + 59\text{г} \cdot 39,9 \text{ кДж/г} = 3153,1\text{кДж}$$

б) Калорійність сиру в розрахунку на 1г продукту:

$$\frac{3153,1 \text{ кДж}}{200 \text{ г}} = 15,76 \text{ кДж/г}$$

Калорійність можна виразити в ккал, знаючи, що 1 ккал = 4,184 кДж:

$$\frac{3153,1}{4,184} = 844,4 \text{ ккал} \quad \frac{15,76}{4,184} = 3,77 \text{ ккал/г}$$

- Відповідь:**
- а) калорійність 200 г сиру складає 3153,1 кДж (або 844,4 ккал);
 - б) калорійність сиру в перерахунку на г продукту дорівнює 15,76 кДж/г (або 3,77 ккал/г)

Приклад 6

Вівсяна крупа містить 5,8% жирів, 65,4% вуглеводів та 11,8% білків. Розрахувати масу вівсяної крупи, що є еквівалентною до втрати енергії через потовиділення 720 г води, якщо ентальпія випаровування води 41 кДж/моль, а теплоти (ентальпії) згоряння білків жирів та вуглеводів дорівнюють відповідно -39,9 кДж/г, -17 кДж/г, -17 кДж/г.

Дано:

$$\begin{aligned} \Delta H_{зг.}(в.) &= -17 \text{ кДж/г} \\ \Delta H_{зг.}(б.) &= -17 \text{ кДж/г} \\ \Delta H_{зг.}(ж.) &= -39,9 \text{ кДж/г} \\ \omega(в.) &= 65,4\% = 0,654 \\ \omega(б.) &= 11,8\% = 0,118 \\ \omega(ж.) &= 5,8\% = 0,058 \\ m(H_2O) &= 720 \text{ г} \\ \Delta H_{вип.}^0(H_2O) &= 41 \text{ кДж/моль} \end{aligned}$$

Знайти:

$$m(\text{вівс. кр.}) - ?$$

Розв'язок:

- 1) Потовиділення охолоджує тіло, оскільки для випаровування води потрібна енергія. Випаровування води відбувається при постійному тиску, тому можна прирівняти ентальпію випаровування води до кількості теплоти, яку необхідно виділити:

$$Q = n(H_2O) \cdot \Delta H_{вип.}^0(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} \cdot \Delta H_{вип.}^0(H_2O)$$

$$Q = \frac{720 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} \cdot 41 \text{ кДж/моль} = 1640 \text{ кДж}$$

- 2) Розрахувати теплоту (ентальпію) згоряння вівсяної крупи з урахуванням теплот (ентальпій) згоряння та масових часток білків, жирів і вуглеводів в перерахунку на 1 г продукту:

$$\Delta H_{зг.}(\text{вівс. кр.}) = \sum \omega(x) \cdot \Delta H_{зг.}(x)$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{зг.}(\text{вівс. кр.}) &= 0,654 \cdot (-17 \text{ кДж/г}) + 0,118 \cdot (-17 \text{ кДж/г}) + 0,058 \cdot (-39,9 \text{ кДж/г}) = \\ &= -13,182 \text{ кДж/г} \end{aligned}$$

Отже, калорійність вівсяної крупи в перерахунку на 1 г продукту дорівнює

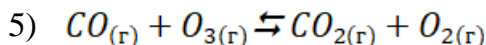
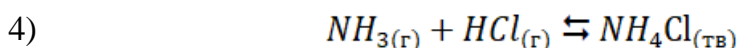
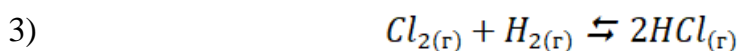
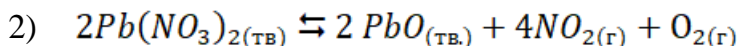
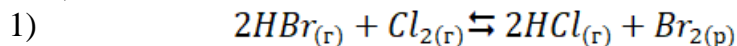
13,182 кДж/г, а маса крупи, що є еквівалентною до втрати 1640кДж теплоти:

$$m(\text{вівс.кр.}) = \frac{1640\text{кДж}}{13,182 \text{ кДж/г}} = 124,4 \text{ г}$$

Відповідь: $m(\text{вівс.кр.}) = 124,4\text{г}$

Задачі для самостійного розв'язання

6.1 Не виконуючи розрахунків, оцінити знак зміни ентропії в наступних реакціях:



6.2 Розрахувати зміну ентропії реакцій, наведених в задачі 1.1, та визначити напрямок самодовільного процесу в ізольованій системі ($T = 298 \text{ K}$). Для розрахунків використати значення стандартних ентропій речовин (додаток 1).

Відповідь:

№ реакції	1)	2)	3)	4)	5)
$\Delta S_{298}^0, \text{Дж/К}$	-94,5	878,4	20	-283,1	-17,6

6.3 Розрахувати зміну стандартної ентальпії реакцій наведених в задачі 1.1. Для розрахунків використати значення стандартних ентальпій утворення речовин (додаток 1).

Відповідь:

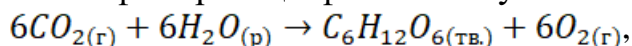
№ реакції	1)	2)	3)	4)	5)
$\Delta H_{298}^0, \text{кДж}$	-112	1177	-184,6	-176,2	-415,7

6.4 Розрахувати стандартну енергію Гіббса реакцій, наведених в задачі 1.1, та визначити напрямок самодовільного процесу в закритій системі ($T = 298 \text{ K}$). Розрахунки провести з використанням значень ΔS_{298}^0 та ΔH_{298}^0 , розрахованих в задачах 1.2 та 1.3.

Відповідь:

№ реакції	1)	2)	3)	4)	5)
$\Delta G_{298}^0, \text{кДж}$	-83,8	915,2	-190	-91,8	-410,45

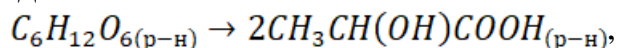
6.5 Обчислити тепловий ефект реакції фотосинтезу



використовуючи значення теплот (ентальпій) утворення вихідних речовин та продуктів реакції (додаток 1). Звідки береться енергія, необхідна для проведення реакції?

Відповідь: $\Delta G = 2818,6\text{кДж}$

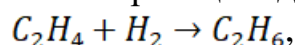
6.6 Обчислити ентальпію, ентропію та енергію Гіббса реакції молочнокислого бродіння глюкози



використовуючи значення стандартних термодинамічних величин учасників реакції (додаток 1). Визначити можливість самодовільного перебігу даної реакції при стандартних умовах. Оцінити внески ентальпійного та ентропійного факторів.

Відповідь: $\Delta S_{298}^0 = 174,5 \text{ Дж/К}$
 $\Delta H_{298}^0 = -108,2 \text{ кДж}$
 $\Delta G_{298}^0 = -160,2 \text{ кДж}$

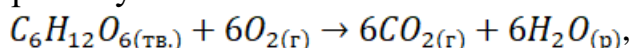
6.7 Обчислити стандартну ентальпію реакції гідрування етилену



використовуючи значення стандартних ентальпій згоряння учасників реакції (додаток 2) .

Відповідь: $\Delta H_{298}^0 = -136,3 \text{ кДж}$

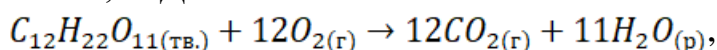
6.8 Обчисліть кількість теплоти, що виділиться при повному окисненні 50 г глюкози при стандартних умовах:



користуючись довідниковими значеннями стандартних теплот (ентальпій) згоряння речовин (додаток 2).

Відповідь: $Q = 778,5 \text{ кДж}$

6.9 Обчислити масу сахарози, при повному окисненні якої в стандартних умовах виділилось 824,5 кДж теплоти:



користуючись довідниковими значеннями стандартних теплот (ентальпій) згоряння речовин (додаток 2).

Відповідь: $m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 50 \text{ г}$

6.10 В 100 г чіпсів міститься 6 г білків, 53 г вуглеводів, 30 г жирів. Обчислити а) енергію, яка виділиться при засвоєнні 250 г чіпсів (в Дж); б) калорійність чіпсів в розрахунку на 1 г продукту (в кДж/г), якщо теплоти (ентальпії) згоряння білків, жирів та вуглеводів дорівнюють відповідно $-39,9$ кДж/г, -17 кДж/г та -17 кДж/г.

Відповідь: а) 5500 кДж
б) 22 кДж/г

6.11 Розрахувати енергію (в кДж або ккал), яка виділиться при засвоєнні порції червоної ікри масою 30г. В червоній ікрі в середньому міститься 32% білків, 12% жирів; калорійність білків та жирів становить відповідно 17 кДж/г та $39,9$ кДж/г.

Відповідь: $306,84 \text{ кДж (73,34 ккал)}$

6.12 Яка кількість батончиків «Nuts» масою 50г є еквівалентною до втрати

785 ккал енергії? Склад продукту: 7,1% білків, 25,1% жирів, 62,8% вуглеводів. Калорійність білків, жирів та вуглеводів становить відповідно 17кДж/г, 39,9 кДж/г та 17кДж/г.

Відповідь: 3

6.13 Розрахувати масу кефіру, що є еквівалентною до втрати енергії через потовиділення 360г води, якщо ентальпія випаровування води дорівнює 41кДж/моль. Кефір містить 2,5% жирів, 3,5% вуглеводів та 3,0% білків; теплоти (ентальпії) згоряння білків, жирів та вуглеводів дорівнюють відповідно -39,9 кДж/г, -17кДж/г та -17 кДж/г.

Відповідь: $m = 408$ г

6.14 Яка кількість яєць масою 60г еквівалентна до втрати енергії через потовиділення 900г води, якщо ентальпія випаровування води дорівнює 41кДж/моль. Яйце містить 12% жирів, 69% білків, 3% вуглеводів; теплоти (ентальпії) згоряння білків, жирів та вуглеводів дорівнюють відповідно -39,9 кДж/г, -17кДж/г та -17 кДж/г.

Відповідь: 2

6.15* На виконання всіх функцій організму сумарно людина витрачає 2200-2400ккал для жінок та 2550-2800ккал для чоловіків. При виконанні великих фізичних навантажень (заняття спортом, праця шахтарів, будівельників та ін.) енергетичні затрати людини збільшуються до 3500 – 4000ккал. Дрібність харчування повинна складати 3-4 рази на добу. При трьохразовому харчуванні сніданок повинен складати 30 % харчового раціону, обід 45-50 %, а вечеря 20-25 %. Вечеря не повинна перевищувати третину денного раціону.

З продуктів (не менше 5), наведених в таблиці, запропонуйте варіант денного меню, виходячи з того, що добова потреба 2500 ккал, причому сніданок складає 30%, обід 50%, вечеря 20%.

Таблиця калорійності продуктів*

Продукт	Склад, %				ккал**
	вода	білки	жири	вуглеводи	
Йогурт нат., 1,5% жирності	88	5	1,5	3,5	
Кефір нежирний	91,4	3	0,1	3,8	
Молоко	88,5	2,8	3,2	10,8	
Сметана 10%	82,7	3	10	2,9	
Сир голандський	38,8	26,8	27,3	0	
Творог жирний	64,7	14	18	1,3	
Масло рослинне	0,1	0	99,9	0	
Масло вершкове	15,8	0,6	82,5	0,9	
Хліб житній	42,4	4,7	0,7	4,9	
Хліб пшеничний	34,3	7,7	2,4	53,4	
Крупа гречана	14	12,6	2,6	68	
Рис	14	7	0,6	73,7	
Капуста білокачанна	90	1,8	-	5,4	

Картопля	76	2	0,1	19,7	
Огірки ґрунтові	95	0,8	-	3	
Томати ґрунтові	93,5	1,5	-	4,2	
Яблука	86,5	0,4	-	11,3	
Апельсин	87,5	0,9	-	8,4	
Грейпфрут	89	0,9	-	7,3	
Яловичина	67,6	16,3	15,3	0	
Свинина нежирна	54,8	16,4	27,8	0	
Яйце куряче	74	12,7	11,5	0,7	
Карась	78,9	17,7	1,8	0	
Мінтай	80,1	15,9	0,7	0	
Карп	79,1	16	3,6	0	

* Дані в таблиці всі дуже приблизні. Вміст білків, жирів, вуглеводів, відповідно, калорійність продукту залежить від багатьох факторів: від сорту продукту та від способу приготування, від особливостей рецептури та технологічного процесу у різних виробників. Навіть, наприклад, від того, росла деяка рослина в спекотне або в дощове літо.

** Калорійність обчислити самостійно.

7. Кінетика біохімічних реакцій.

Основні кінетичні величини

Параметр	Позначення, одиниця виміру	Змістова значення
Середня швидкість реакції	v , моль/(л · с) для реакції $A + B \rightarrow AB$: $v = -\frac{\Delta c_A}{\Delta \tau}$ або $v = \frac{\Delta c_{AB}}{\Delta \tau}$	Зміна концентрації реагента або продукта за одиницю часу. За швидкістю реакції можна слідкувати за витрачанням одного з реагентів (А або В), або за накопиченням продукту (АВ). Під час реакції концентрації реагентів постійно зменшуються, відповідно змінюється і швидкість хімічного перетворення.
Істинна швидкість реакції	$v = -\frac{dc_A}{d\tau}$ або $v = \frac{dc_{AB}}{d\tau}$	Характеризує швидкість реакції в даний момент часу ($\Delta \tau \rightarrow 0$).
Кінетичне рівняння	для гомогенної реакції $aA + bB \rightarrow cC + dD$: $v = k \cdot c_A^n \cdot c_B^m$	Виражає залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. Кінетичне рівняння є математичним вираженням закону діючих

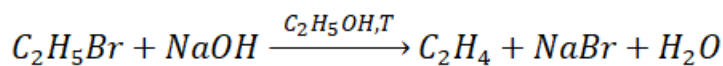
		<u>мас</u> для кінетики: при сталій температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку молярних концентрацій реагентів.
Порядок реакції за речовиною	в кінетичному рівнянні $v = k \cdot c_A^n \cdot c_B^m$ n – порядок реакції за речовиною А, m – порядок реакції за речовиною В	Показник степеня, в якому входить концентрація реагенту в кінетичне рівняння. Для простих реакцій порядок реакції - цілочислова величина, що співпадає з молекулярністю реакції. Для складних реакцій порядки можна визначити лише експериментально. Причому вони можуть мати як цілочислові, так і дробові, і навіть нульове значення.
Загальний порядок реакції	$n+m$	Сума порядків реакції за всіма реагентами.
Період напівперетворення	$\tau_{1/2}$, с, хв, год, доба	Час, за який концентрація реагуючої речовини зменшується вдвічі ($c = c_0/2$)
Константа швидкості реакції	k , порядок реакції 0-й $\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$ 1-й с^{-1} 2-й $\frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{с}}$ 3-й $\frac{\text{моль}^2 \cdot \text{с}}{\text{л}^2}$	Індивідуальна характеристика реакції, чисельно дорівнює швидкості реакції при концентраціях реагентів, рівних 1 моль/л. Одиниці вимірювання залежать від порядку реакції.
Кінетичне рівняння першого порядку	диференціальна форма: $-\frac{dc}{dt} = kc$ інтегральна форма: $\ln c = \ln c_0 - kt$, звідки: $c = c_0 \cdot e^{-kt}$, $k = \frac{1}{t} \ln \frac{c_0}{c}$ або $k = \frac{\ln 2}{\tau_{1/2}}$	Інтегральна форма рівняння виражає лінійну залежність змінних $\ln c$ та t . k – константа швидкості реакції 1-го порядку; c_0 - концентрація вихідної речовини в початковий момент часу; c – концентрація речовини в момент часу t ; t - час, що пройшов від початку реакції.

	<p>перехід від натурального до десяткового логарифму дає:</p> $k = \frac{2,3}{t} \lg \frac{c_0}{c}$ <p>та</p> $k = \frac{2,3 \cdot \lg 2}{\tau_{1/2}}$	
Правило Вант-Гоффа	$v_2 = v_1 \cdot \gamma_{10}^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$ $k_2 = k_1 \cdot \gamma_{10}^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$ <p>де v_2 та v_1 - швидкості реакції при температурі T_2 і T_1 відповідно; k_2 та k_1 - константи швидкості реакції при температурі T_2 і T_1.</p>	При збільшенні температури на кожні 10 градусів швидкість хімічної реакції зростає в 2-4 рази.
Енергія активації	E_a , кДж/моль	Мінімальна надлишкова енергія взаємодіючих частинок, достатня для того, щоб ці частинки вступили в хімічну реакцію.
Рівняння Арреніуса	$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}},$ $\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$ $\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$ <p>або</p> $\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2} \right)$	Встановлює зв'язок між константою швидкості реакції, енергією активації та температурою. Величина А, що входить до рівняння – «константа Арреніуса» або «передекспонента» визначається для кожної конкретної реакції та має ту ж розмірність, що й константа швидкості k.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1

Обчислити середню швидкість реакції (в моль/(л·с)) дегідрогенгалогенування бромметану в лужному спиртовому розчині, якщо після 1 хвилини кип'ятіння розчину концентрація бромметану дорівнювала 0,1 моль/л, а через 20 хвилин – 0,75 моль/л.



Дано:

$$c_1(C_2H_5Br) = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$c_2(C_2H_5Br) = 0,075 \text{ моль/л}$$

$$t_1 = 1 \text{ хв} = 60 \text{ с}$$

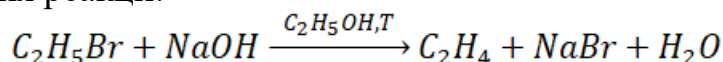
$$t_2 = 20 \text{ хв} = 1200 \text{ с}$$

Знайти:

$$v - ?$$

Розв'язок:

Написати рівняння реакції:



Швидкість реакції визначається як зміна концентрації речовини, що бере в ній участь, віднесена до проміжку часу, за який відбулась ця зміна:

$$v = - \frac{c_2(C_2H_5Br) - c_1(C_2H_5Br)}{t_2 - t_1} = - \frac{0,075 \frac{\text{моль}}{\text{л}} - 0,1 \text{ моль/л}}{1200 \text{ с} - 60 \text{ с}} = 2,2 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$$

Відповідь: $v = 2,2 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$

Приклад 2

Реакція $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ має третій порядок. Як зміниться швидкість утворення NO_2 якщо а) тиск в системі збільшити в три рази; б) концентрацію NO_2 зменшити в 4 рази; в) концентрацію NO зменшити в 4 рази.

Розв'язок:

За законом діючих мас швидкість даної реакції пропорційна добутку молярної концентрації NO , піднесений до другого степеня, та молярної концентрації O_2 :

$$v = k \cdot c^2(NO) \cdot c(O_2)$$

а) Змінювати концентрації реагуючих речовин можна за рахунок тиску в посудині. З рівняння Клапейрона-Менделєєва витікає, що молярна концентрація кожного газу прямо пропорційна тиску:

$$pV = nRT \implies c = \frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

При збільшенні тиску в три рази концентрація кожного газу – і NO , і O_2 – зросте в три рази:

$$c_2(NO) = 3c_1(NO), \quad c_2(O_2) = 3c_1(O_2),$$

а швидкість реакції визначається їх добутком, тому вона зросте в 27 разів:

$$v_1 = k \cdot c_1^2(NO) \cdot c_1(O_2),$$

$$v_2 = k \cdot c_2^2(NO) \cdot c_2(O_2) = k \cdot (3c_1(NO))^2 \cdot 3c_1(O_2) = 27v_1$$

б) Швидкість реакції не залежить від концентрації продуктів, в даному випадку NO_2 (швидкість прямої реакції визначається тільки лівою частиною рівняння), тому вона не зміниться при зменшенні концентрації NO_2 в 4 рази.

в) Швидкість реакції зменшиться в 16 разів:

$$c_2(NO) = \frac{c_1(NO)}{4}$$

$$v_2 = k \cdot c_2^2(NO) \cdot c(O_2) = k \cdot \left(\frac{c_1(NO)}{4}\right)^2 \cdot c(O_2) = \frac{v_1}{16}$$

Відповідь: а) збільшиться в 27 разів;
б) не зміниться;
в) зменшиться в 16 разів.

Приклад 3

Реакція $A + B \rightarrow AB$ є бімолекулярною. Вихідні концентрації речовин такі:

$c_0(A) = 2,5$ моль/л, $c_0(B) = 1,5$ моль/л. Константа швидкості реакції $k = 0,8$ л/(моль · с). Обчислити а) початкову швидкість реакції; б) концентрацію речовини А та швидкість реакції до моменту, коли концентрація речовини В буде рівною 0,5 моль/л.

Дано:	Знайти:
$c_0(A) = 2,5$ моль/л	$c(A) - ?$
$c_0(B) = 1,5$ моль/л	$v - ?$
$c(B) = 1,5$ моль/л	
$k = 0,8$ л/(моль · с)	

Розв'язок:

а) Швидкість бімолекулярної реакції $A + B \rightarrow AB$ прямо пропорційна концентраціям речовин А і В, кінетичне рівняння має вигляд:

$$v = k \cdot c(A) \cdot c(B),$$

отже початкова швидкість реакції дорівнює

$$v_0 = k \cdot c_0(A) \cdot c_0(B) = 0,8 \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{с}} \cdot 2,5 \text{ моль/л} \cdot 1,5 \text{ моль/л} = 3 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$$

б) На момент, коли концентрація речовини В дорівнювала 0,5 моль/л, зміна концентрації речовини В складала:

$$\Delta c(B) = c_0(B) - c(B) = 1,5 \text{ моль/л} - 0,5 \text{ моль/л} = 1 \text{ моль/л}.$$

За рівнянням реакції 1 моль речовини В реагує з 1 моль речовини А, отже зміна концентрації речовини А на даний момент реакції складає 1 моль/л, а концентрація речовини А дорівнює:

$$c(A) = c_0(A) - \Delta c(A) = 2,5 \text{ моль/л} - 1 \text{ моль/л} = 1,5 \text{ моль/л},$$

а швидкість реакції в цей момент дорівнює:

$$v = 0,8 \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{с}} \cdot 1,5 \text{ моль/л} \cdot 0,5 \text{ моль/л} = 0,6 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$$

Відповідь: а) $v_0 = 3 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$;
б) $c(A) = 1,5$ моль/л, $v = 0,6 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$

Приклад 4

В скільки разів збільшиться константа швидкості хімічної реакції при

підвищенні температури на 50°C, якщо $\gamma = 4$?

Дано:		Знайти:
$\gamma = 4$		$\frac{k_2}{k_1} - ?$
$\Delta t = 50^\circ\text{C}$		

Розв'язок:

Зміна константи швидкості реакції при збільшенні температури визначається за правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} = 4^{\frac{50}{10}} = 4^5 = 1024$$

Відповідь: константа швидкості зросте в 1024 рази.

Приклад 5

На скільки градусів слід підвищити температуру, щоб швидкість реакції зросла в 32 рази ($\gamma = 2$)?

Дано:		Знайти:
$\gamma = 2$		$\Delta t - ?$
$\frac{v_2}{v_1} = 32$		

Розв'язок:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

$$32 = 2^{\frac{\Delta t}{10}}$$

$$\lg 32 = \frac{\Delta t}{10} \lg 2$$

$$\frac{\Delta t}{10} = \frac{\lg 32}{\lg 2}$$

$$\Delta t = 10 \frac{\lg 32}{\lg 2} = 50$$

Відповідь: Температуру слід підвищити на 50 °C.

Приклад 6

При підвищенні температури з 20°C до 50°C швидкість реакції зростає в 20 разів. Обчисліть температурний коефіцієнт реакції.

Дано:		Знайти:
$\frac{v_2}{v_1} = 20$		$\gamma - ?$
$t_1 = 20^\circ\text{C}$		
$t_2 = 50^\circ\text{C}$		

Розв'язок:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

$$\gamma^{\frac{60-20}{10}} = 20$$

$$\gamma^3 = 20$$

$$\gamma = \sqrt[3]{20} = 2,7$$

Відповідь: $\gamma = 2,7$

Приклад 7

Масова концентрація сахарози в вихідному розчині дорівнює 100г/л. При гідролізі сахарози в 1 л розчину (рН=1) при температурі 20°C за 5 годин утворилось 3,96 г глюкози. Визначити а) константу швидкості гідролізу сахарози при 20°C; б) період напівперетворення.

Дано:

$$\rho_0(C_{12}H_{22}O_{11}) = 100 \text{ г/л}$$

$$m(C_6H_{12}O_6) = 3,96 \text{ г}$$

$$V(p - \text{ну}) = 1 \text{ л}$$

$$t = 5 \text{ год.}$$

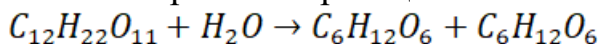
Знайти:

а) k —?

б) $\tau_{1/2}$ —?

Розв'язок:

Написати рівняння реакції:



глюкоза фруктоза

Інверсія сахарози є реакцією першого порядку, кінетичне рівняння має вигляд:

$$v = k \cdot c(C_{12}H_{22}O_{11})$$

1) Вихідна молярна концентрація сахарози:

$$c_0(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{\rho_0(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{100 \text{ г/л}}{342 \text{ г/моль}} = 0,292 \text{ моль/л}$$

2) За рівнянням реакції з 1 моль сахарози утворюється 1 моль глюкози, а за умовою задачі утворилось 0,022 моль глюкози:

$$n(C_6H_{12}O_6) = \frac{m(C_6H_{12}O_6)}{M(C_6H_{12}O_6)} = \frac{3,96 \text{ г}}{180 \text{ г/моль}} = 0,022 \text{ моль}$$

отже прореагувало 0,022 моль сахарози .

3) На момент, коли в розчині утворилось 3,96 г глюкози концентрація сахарози зменшилась на 0,022 моль/л (за умовою задачі $V(p - \text{ну}) = 1 \text{ л}$):

$$c(C_{12}H_{22}O_{11}) = 0,292 \text{ моль/л} - 0,022 \text{ моль/л} = 0,27 \text{ моль/л}$$

4) Константа швидкості розраховується з використанням інтегральної форми кінетичного рівняння реакції першого порядку:

$$k = \frac{2,3}{t} \lg \frac{c_0(C_{12}H_{22}O_{11})}{c(C_{12}H_{22}O_{11})}$$

$$k = \frac{2,3}{5 \text{ год}} \lg \frac{0,292 \text{ моль/л}}{0,27 \text{ моль/л}} = 0,0156 \text{ год}^{-1} \quad (4,35 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1})$$

5) Час напівперетворення обернено пропорційний константі швидкості:

$$\tau_{1/2} = \frac{2,3 \cdot \lg 2}{k} = \frac{2,3 \cdot \lg 2}{0,0156 \text{ год}^{-1}} = 44,4 \text{ год}$$

Відповідь: а) $k = 0,0156 \text{ год}^{-1}$ (або $4,35 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$);
б) $\tau_{1/2} = 44,4 \text{ год}$

Приклад 8

Швидкість виведення фенobarбіталу з організму описується кінетичним рівнянням першого порядку. Час виведення 50% медикаменту складає 80 годин. Визначити час за який з організму буде виведено 99% фенobarбіталу після прийняття таблетки, що містить 0,1г препарату.

Дано:

$$m_0 = 0,1 \text{ г}$$

$$m_{\text{вив.}} = 0,99 m_0 = 0,099 \text{ г}$$

$$\tau_{1/2} = 80 \text{ год}$$

Знайти:

$$t - ?$$

Розв'язок:

1. Після виведення з організму 0,099 г (99% від введених 0,1г) в організмі залишилось 0,001г препарату:

$$m = m_0 - m_{\text{вив.}} = 0,1 \text{ г} - 0,099 \text{ г} = 0,001 \text{ г}$$

2. Розрахувати константу швидкості, використовуючи значення часу напівперетворення:

$$k = \frac{2,3 \cdot \lg 2}{\tau_{1/2}} = \frac{2,3 \cdot \lg 2}{80 \text{ год}} = 8,65 \cdot 10^{-3} \text{ год}^{-1}$$

3. Виписати кінетичне рівняння реакції першого порядку:

$$k = \frac{2,3}{t} \lg \frac{c_0}{c} \implies t = \frac{2,3}{k} \lg \frac{c_0}{c}$$

замінити відношення молярних концентрацій на відношення мас:

$$c(x) = \frac{m(x)}{M(x) \cdot V(p - \text{ну})} \implies \frac{c_0}{c} = \frac{m_0}{m} \implies t = \frac{1}{k} \ln \frac{m_0}{m},$$

отже час виведення 99% препарату дорівнює

$$t = \frac{2,3}{k} \lg \frac{m_0}{m} = \frac{2,3}{8,65 \cdot 10^{-3}} \lg \frac{0,1}{0,001} = 532 \text{ год} \approx 22 \text{ доби}$$

Відповідь: $\approx 22 \text{ доби}$

Задачі для самостійного розв'язання

7.1 Обчислити середню швидкість реакції (в моль/(л·с))

дегідрогенгалогенування брометану в лужному спиртовому розчині, якщо вихідна концентрація брометану дорівнювала 0,1 моль/л, а через 33 години

перемішування при кімнатній температурі – 0,75 моль/л. Отриману відповідь порівняти з прикладом 1.

Відповідь: $v = 2,1 \cdot 10^{-7} \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$

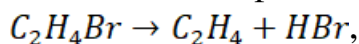
7.2 2 л розчину речовини А (концентрація 0,6 моль/л) змішали з 3 л розчину речовини Б (0,4 моль/л). Через 30 хвилин концентрація речовини А в реакційній суміші становила 0,1 моль/л. Обчислити концентрацію речовини В в реакційній суміші на даний момент та середню швидкість реакції $A + B \rightarrow AB$.

Відповідь: $v = 7,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$,
 $c(B) = 0,1 \text{ моль/л}$

7.3 При гідролізі сахарози в 1 л водного розчину при 50°C в присутності кислоти (рН=1) за 30 хвилин утворилось 17,8 г глюкози. Визначити середню швидкість гідролізу сахарози.

Відповідь: $v = 5,5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$

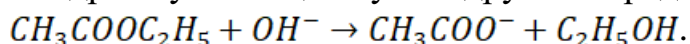
7.4 Як зміниться швидкість гомогенної газофазної реакції



якщо а) тиск в системі зменшити в два рази; б) концентрацію HBr зменшити в 2 рази; в) концентрацію C_2H_4Br зменшити в 3 рази.

Відповідь: а) збільшиться в 2 рази;
б) не зміниться;
в) зменшиться в 3 рази.

7.5 Реакція лужного гідролізу етилацетату має другий порядок



Як зміниться швидкість гідролізу етилацетату, якщо а) концентрацію іонів OH^- збільшити в 2 рази, а концентрацію етилацетату зменшити в 4 рази. б) концентрацію C_2H_5OH зменшити в 4 рази.

Відповідь: а) зменшиться в 2 рази;
б) не зміниться.

7.6 Гомогенна газофазна реакція $A + 2B \rightarrow AB_2$ має третій порядок. Як зміниться швидкість реакції, якщо а) тиск в системі зменшити в 4 рази; б) концентрацію AB_2 збільшити в 4 рази; в) концентрацію В збільшити в 4 рази.

Відповідь: а) збільшиться в 64 рази;
б) не зміниться;
в) збільшиться в 16 разів.

7.7 Лужний гідроліз етилацетату – реакція 2-го порядку з константою швидкості $k = 0,084 \text{ л}/(\text{моль} \cdot \text{с})$ при 25°C . Вихідні концентрації такі: $c_0(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) = 0,05 \text{ моль}/\text{л}$; $c_0(\text{OH}^-) = 0,1 \text{ моль}/\text{л}$. Обчислити а) початкову швидкість реакції; б) концентрацію етилацетату та швидкість реакції в момент, коли концентрація іонів OH^- буде рівною $0,07 \text{ моль}/\text{л}$.

Відповідь: $v_0 = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$;
 $v = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$;
 $c(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) = 0,02 \text{ моль}/\text{л}$.

7.8 В газовій реакції 2-го порядку $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$ вихідні концентрації речовин дорівнюють відповідно $0,5 \text{ моль}/\text{л}$ та $1,2 \text{ моль}/\text{л}$. Початкова швидкість реакції дорівнює $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$. Обчислити константу швидкості та швидкість реакції в момент коли концентрація речовини В дорівнює $1 \text{ моль}/\text{л}$

Відповідь: $k = 2 \cdot 10^{-3} \text{ л}/(\text{моль} \cdot \text{с})$;
 $v = 6 \cdot 10^{-4} \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$.

7.9 Реакція $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$ є тримолекулярною. Вихідні концентрації речовин такі: $c_0(\text{A}) = 2,5 \text{ моль}/\text{л}$, $c_0(\text{B}) = 1,5 \text{ моль}/\text{л}$. Константа швидкості реакції $k = 0,8 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 \cdot \text{с})$. Обчислити концентрацію речовини А та швидкість реакції в момент, коли концентрація речовини В буде рівною $0,5 \text{ моль}/\text{л}$.

Відповідь: $c(\text{A}) = 0,5 \text{ моль}/\text{л}$;
 $v = 0,2 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$.

7.10 В скільки разів збільшиться константа швидкості хімічної реакції при підвищенні температури від 0°C до 70°C , якщо $\gamma = 2$?

Відповідь: 128

7.11 Обчислити швидкість хімічної реакції при температурі 100°C , якщо при 50°C , швидкість цієї реакції дорівнювала $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$ ($\gamma = 3$).

Відповідь: $v = 0,292 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$.

7.12 На скільки градусів слід підвищити температуру, щоб швидкість реакції зросла в 256 разів ($\gamma = 4$)?

Відповідь: $\Delta t = 40^\circ\text{C}$

7.13 До якої температури потрібно нагріти реакційну суміш, щоб швидкість реакції зросла до $0,1134 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$, якщо при 20°C вона дорівнює

$1,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$ ($\gamma = 3$)?

Відповідь: $t = 60^{\circ}\text{C}$

7.14 При підвищенні температури з 20°C до 50°C швидкість реакції зростає в 27 разів. Обчисліть температурний коефіцієнт реакції.

Відповідь: $\gamma = 3$

7.15 Обчислити температурний коефіцієнт реакції, якщо константа швидкості цієї реакції при 0°C , а при 60°C дорівнює відповідно $1,8 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·с) та $1,152 \cdot 10^{-3}$ моль/(л·с).

Відповідь: $\gamma = 2$

7.16 Температурний коефіцієнт газової реакції $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$ дорівнює 3. Як зміниться швидкість реакції при підвищенні температури від 40°C до 80°C та одночасному збільшенні тиску в 2 рази?

Відповідь: збільшиться в 648 разів

7.17* Масова концентрація сахарози в вихідному розчині дорівнює 200г/л. При гідролізі сахарози в 1 л розчину ($\text{pH}=1$) при температурі 50°C за 1 годину утворилось 63,2 г глюкози. Визначити а) константу швидкості гідролізу сахарози при 50°C ; б) період напівперетворення. Отриману відповідь порівняти з прикладом 7.

Відповідь: а) $k = 2,54 \cdot 10^{-4} \text{с}^{-1}$;
б) $\tau_{1/2} = 45,4 \text{хв}$.

7.18* Швидкість виведення ацетилсаліцилової кислоти (аспірин) з організму описується кінетичним рівнянням першого порядку. Час виведення 50% медикаменту складає 15 хвилин. Визначити час за який з організму буде виведено 99% аспірину після прийняття таблетки, що містить 0,5г препарату.

Відповідь: 100хв

7.19* Швидкість виведення хлорпромазину з організму описується кінетичним рівнянням першого порядку. Час виведення 50% медикаменту складає 40 годин. Визначити час за який з організму буде виведено 90% хлорпромазину після прийняття таблетки, що містить 0,025г препарату.

Відповідь: 133год

7.20* Швидкість виведення препарату арбідол-ленс з організму описується кінетичним рівнянням 1-го порядку. Час виведення 50% медикаменту складає 19 годин. Як часто потрібно приймати препарат (таблетка містить 0,1 безводної речовини), щоб кількість його в організмі підтримувалась на рівні не нижче 0,075г?

Відповідь: кожні 8 годин

7.21* Розклад новокаїну в водному розчині – реакція першого порядку, константа швидкості при 20°C дорівнює $1,4 \cdot 10^{-6} \text{ год}^{-1}$. Визначити час, за який масова частка новокаїну в розчині, що зберігається при 20°C, зменшиться від 2% до 1,94%.

Відповідь: 906 діб

7.21* Константа швидкості розкладу аскорбінової кислоти при 25°C дорівнює $5,25 \cdot 10^{-6} \text{ год}^{-1}$. Обчислити час, за який розпадеться 10% препарату.

Відповідь: 835 діб

7.22* Яка частка (%) новокаїну розпадеться за 100 діб його зберігання при 25°C, якщо константа швидкості розкладу новокаїну при 25°C дорівнює $2 \cdot 10^{-6} \text{ год}^{-1}$.

Відповідь: 0,48% від вихідної кількості

Використана література:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ за ред. проф. В.О. Калібабчук/ 4-ге вид., випр. Затверджено МОН та МОЗ К. ВСВ «Медицина», 2019. 336 с.

Додаток. Деякі математичні відомості

1. Числа з плаваючою комою

Плаваюча кома – форма подання чисел, в якій число зберігається у вигляді мантиси та показника степеня. Число n можна виразити в такий спосіб:

$$n = a \cdot b^m$$

де:

a – мантиса (виражає значення числа без врахування порядку; як правило, значення мантиси, обирають так, щоб $1 \leq a \leq 10$)

b – основа (найчастіше в ролі основи використовується 10);

m – порядок (виражає степінь основи числа, на яке множиться мантиса).

Такий спосіб подання чисел зручний при роботі з дуже великими або дуже маленькими числами. Приклади:

$$0,01 = 10^{-2}$$

$$0,0001 = 10^{-4}$$

$$100000 = 10^5$$

$$0,000054 = 5,4 \cdot 10^{-5}$$

$$12000000 = 1,2 \cdot 10^7$$

2. Деякі властивості показників степені

Дія	Приклад
$a^n \cdot a^m = a^{n+m}$	$10^{-4} \cdot 10^{-5} = 10^{-9}$
$\frac{a^n}{a^m} = a^{n-m}$	$\frac{10^{-3}}{10^{-6}} = 10^3$
$(a^n)^m = a^{n \cdot m}$	$(10^4)^2 = 10^8$

Будь-яке число в степені 0 дорівнює одиниці, крім $0^0 = 0$, $0^n = 0$.

3. Логарифмом числа a за основою b називають показник степеня n , до якого потрібно піднести число b , щоб отримати a .

Запис $\log_b a = n$ рівнозначний запису $b^n = a$

Найчастіше використовують:

- десятковий логарифм (основа 10, позначення \lg);
- натуральний логарифм (основа $e = 2.7183\dots$, позначення \ln).

4. Деякі властивості логарифмів

- 1) Логарифми чисел, більших за одиницю, позитивні, чисел, менших за одиницю – негативні.
- 2) Логарифм числа 1 за будь-якої основи дорівнює 0: $\log_b 1 = 0$
- 3) Логарифм числа, рівного основі, дорівнює 1: $\log_b b = 1$ ($\lg 10 = 1$)
- 4) Логарифм добутку дорівнює сумі логарифмів:
 $\log_b(a \cdot c) = \log_b a + \log_b c$ ($\lg(a \cdot c) = \lg a + \lg c$)
- 5) Логарифм частки дорівнює різниці логарифмів:
 $\log_b \frac{a}{c} = \log_b a - \log_b c$ ($\lg \frac{a}{c} = \lg a - \lg c$)

- б) Логарифм числа a в степені n дорівнює логарифму числа a , помноженому на n : $\log_b a^n = n \cdot \log_b a$
 $(\lg a^n = n \cdot \lg a ; \lg 10^n = n)$

5. Знаходження десяткового логарифму числа за допомогою таблиці логарифмів.

Для того, щоб за допомогою таблиці відшукати десятковий логарифм числа, необхідно спочатку знайти його порядок, тобто подати число у вигляді:

$$283500 = 2,835 \cdot 10^5 \text{ (п'ятий порядок)}$$

Округлити число до двох значущих цифр:

$$2,835 \cdot 10^5 \approx 2,8 \cdot 10^5$$

На перетині ряду 2 та колонки 0,8 (див. Таблиця 9) знайти значення та додати до нього порядок числа:

$$\lg 283500 = \lg(2,835 \cdot 10^5) \approx \lg(2,8 \cdot 10^5) = \lg 2,8 + \lg 10^5 = 0,447 + 5 = 5,447$$

Приклади:

$$\lg 0,00283 = \lg(2,83 \cdot 10^{-3}) \approx \lg(2,8 \cdot 10^{-3}) = \lg 2,8 + \lg 10^{-3} = 0,447 + (-3) = -2,553$$

$$\lg 0,000006 = \lg(6 \cdot 10^{-6}) = \lg 6 + \lg 10^{-6} = 0,778 + (-6) = -5,222$$

$$\lg 0,000368 = \lg(3,68 \cdot 10^{-4}) \approx \lg(3,7 \cdot 10^{-4}) = \lg 3,7 + \lg 10^{-4} = 0,568 + (-4) = -3,432$$

$$\lg 0,0561 = \lg(5,61 \cdot 10^{-2}) \approx \lg(5,6 \cdot 10^{-2}) = \lg 5,6 + \lg 10^{-2} = 0,748 + (-2) = -1,252$$

6. Знаходження числа за десятковим логарифмом за допомогою таблиці

Для того, щоб за допомогою таблиці відшукати десятковий антилогарифм позитивного числа (піднести 10 у позитивний степінь), необхідно спочатку подати показник степеня у вигляді суми цілої та дробової частин:

$$2,93423 = 2 + 0,93423$$

Округлити дробову частину до трьох значущих цифр:

$$0,93423 \approx 0,934$$

Знайти в таблиці логарифмів найближче число та скласти значення відповідних йому ряду та колонки (див. Таблиця 9):

$$8 + 0,6 = 8,6$$

Помножити отримане значення на 10 в степені, рівному цілій частині вихідного числа:

$$10^{2,93423} \approx 10^2 \cdot 10^{0,934} \approx 10^2 \cdot 8,6 = 860$$

Якщо необхідно піднести 10 у від'ємний степінь, то спочатку треба подати показник степеня у вигляді суми від'ємної цілої частини та позитивної дробової частини:

$$-1,05782 = -2 + 0,94218$$

А далі діяти аналогічно:

$$10^{-1,05782} \approx 10^{0,942} \cdot 10^{-2} = 8,7 \cdot 10^{-2} = 0,087$$

Приклади:

$$10^{-5,483} = 10^{0,517} \cdot 10^{-6} \approx 3,3 \cdot 10^{-6}$$

$$10^{-3,947} = 10^{0,053} \cdot 10^{-4} \approx 1,1 \cdot 10^{-4}$$

$$10^{-9,54} = 10^{0,56} \cdot 10^{-10} \approx 3,6 \cdot 10^{-10}$$

$$10^{-7,401} = 10^{0,599} \cdot 10^{-8} \approx 4 \cdot 10^{-8}$$

Таблиця десяткових логарифмів

0,m n	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9
1	0,000	041	079	114	146	176	204	230	255	279
2	301	322	342	362	380	398	415	431	447	462
3	477	491	505	519	532	544	556	568	580	591
4	602	613	623	634	644	653	663	672	681	690
5	699	708	716	724	732	740	748	756	763	771
6	778	785	792	799	806	813	820	826	833	839
7	845	851	857	863	869	875	881	887	892	898
8	903	909	914	919	924	929	935	940	945	949
9	954	959	964	969	973	978	982	987	991	996
$lg(n, m) = 0,xyz$ $10^{0,xyz} = n, m$										