

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

**ВЕЛИЧИНИ, ЩО ХАРАКТЕРИЗУЮТЬ КІЛЬКІСНИЙ СКЛАД
РОЗЧИНІВ. ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ. КОЛІГАТИВНІ
ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ.**

Методичні вказівки для самостійної роботи студентів I курсу з дисципліни
«Медична хімія»

«Затверджено»

Вченою радою Харківського
національного медичного
університету

Протокол № 9

від 21.09.2017

Харків 2017

Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів. Колігативні властивості розчинів: Метод. вказ. для студентів 1-го курсу / уклад. Г.О. Сирова, О.С. Каліненко, В.М. Петюніна, В.О. Макаров, С.В. Андрєєва, Л.В. Лук'янова, С.М. Козуб, Т.С.Тішакова, О.Л. Левашова, О.О. Завада, О.В. Савельєва, Н.В. Копотєва, Н.М. Чаленко, М.О. Водолаженко. – Харків: ХНМУ, 2017. – 28 с.

Укладачі:

Г.О. Сирова

О.С. Каліненко

В.М. Петюніна

В.О. Макаров

С.В. Андрєєва

Л.В. Лук'янова

С.М. Козуб

Т.С.Тішакова

О.Л. Левашова

О.О. Завада

О.В. Савельєва

Н.В. Копотєва

Н.М. Чаленко

М.О. Водолаженко

Тема заняття «Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів. Колігативні властивості розчинів»

1. Кількість годин 4

2. Матеріальне та методичне забезпечення теми.

Таблиці:

1. Графологічна структура теми.
2. Способи вираження концентрації розчинів.
3. Формули для перерахування концентрації розчинів.
 - а) матеріальне забезпечення: хімічні реактиви, хімічний посуд;
 - б) методичне забезпечення: плакати, методичні вказівки, підручники, лекції.
4. Закон Вант-Гоффа.
5. Закон Рауля.
6. Ізотонічний коефіцієнт.
7. Колігативні властивості в медико-біологічних дослідженнях.
8. Гемоліз, плазмоліз клітини.
9. Схема осмометра.

Мультимедійне забезпечення (презентація, навчальний фільм).

Навчально-методична література:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, Г.О. Сирова, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (Затверджено Міністерством освіти і науки України (лист МОН України № 1/11-1152 від 05.02.13) та Міністерством охорони здоров'я України як базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів IV рівня акредитації (напрями «Лікувальна справа» та «Стоматологія»).

2. Завгородній І.В., Сирова Г.О., Ткачук Н.М. та ін. Медична хімія. Навчальний посібник рекомендований МОЗ та МОН України як навчальний посібник для самостійної роботи студентів вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації, Харків, ХНМУ, 2010. – 268 с.

3. Робочий зошит для самостійної роботи студентів з курсу «Медична хімія» Харків, ХНМУ, 2017. – 68 с.

4. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів з курсу «Медична хімія» за темою «Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів. Колігативні властивості розчинів».

5. Конспект лекції

Лабораторний посуд і реактиви для проведення лабораторних робіт:

1. «Приготування розчину гідроксиду натрію із заданою молярною концентрацією еквівалента» (хімічний стакан, циліндр, сухий натрій гідроксид, дистильована вода).

2. «Зростання штучної клітини Траубе» (штатив із пробірками, піпетки на 5 мл, кристалічна сіль гексаціаноферрат (II) калію, 5% розчин сульфату міді).

3. Обґрунтування теми.

Багато біологічних процесів у живому організмі протікають у розчинах. Розчинником є вода, що складає значну частину маси тіла 60–80 % (45–50 л на 70 кг маси тіла). Особливо багаті водою найбільш інтенсивно функціонуючі органи (легені, нирки, мозок, серце, селезінка й ін.).

Кількісною характеристикою розчинів є концентрація, тому вміння розраховувати її, переходити від одного способу вираження до іншого є необхідним при вивченні багатьох медико-біологічних дисциплін.

Колігативні властивості розчинів мають важливе значення при вивченні життєдіяльності організму, наприклад, осмотичний тиск є важливим чинником, що визначає розподіл води і живильних речовин між різними органами і тканинами. У медичній практиці широко використовують ізотонічні і гіпертонічні розчини. Визначення колігативних властивостей біологічних рідин використовують в медико-біологічних дослідженнях (осмометрія, криометрія, ебуліометрія).

4. Мета заняття:

- загальна: трактувати загальні фізико-хімічні закономірності, що лежать в основі процесів життєдіяльності. Характеризувати кількісний склад розчинів і

готувати розчини із заданою концентрацією;

- конкретна: вміти приготувати розчини із заданою кількісною концентрацією, аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями і концентрацією розчинів. Мати уявлення про методи кріометрії, ебуліометрії і осмометрії та їх використання в медико-біологічних дослідженнях.

а) **знати:** основні способи вираження концентрацій. Роль води та водних розчинів у життєдіяльності організму, колігативні властивості розчинів, закон Рауля та його слідство, закономірності осмосу та дифузії, осмотичний тиск, закон Вант-Гоффа, особливості колігативних властивостей у розчинах електролітів, теоретичні основи осмометрії, кріометрії, ебуліометрії, особливості осмосу у живому організмі, процеси гемолізу та плазмолізу.

б) **вміти:** розраховувати концентрації розчинів, приготувати розчини із заданою концентрацією, розрахувати осмотичний тиск у розчинах різної концентрації, депресію розчинів, молярні маси фізіологічно активних речовин виходячи з величин осмотичного тиску та депресії; класифікувати розчини на підставі величин осмотичного тиску; прогнозувати, що станеться з клітиною яку помістять у гіпотонічний, ізотонічний, гіпертонічний розчин.

в) **практичні навички.**

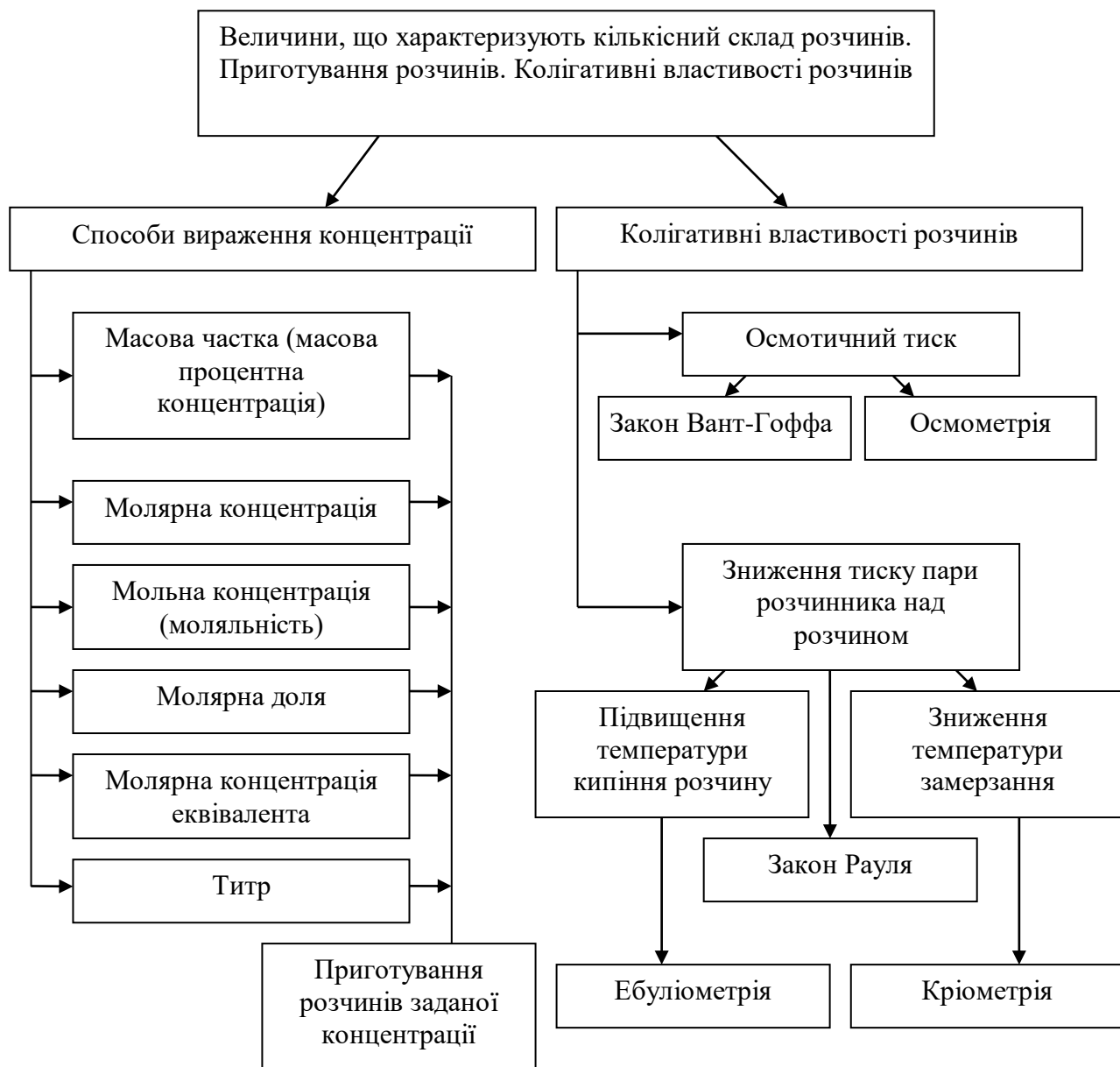
- розраховувати концентрації розчинів і приготувати розчини із заданою концентрацією;

- розраховувати осмотичний тиск, депресію розчинів, молярні маси фізіологічно активних речовин виходячи з величин осмотичного тиску та депресії;

- класифікувати розчини на підставі величин осмотичного тиску та концентрацій;

- прогнозувати, що станеться з клітиною, яку помістять у гіпотонічний, ізотонічний, гіпертонічний розчин.

5. Графологічна структура теми.



6. Орієнтована карта роботи студентів

№ п.п	Етапи	Час , хв.	Навчальні та наочні посібники	Місце проведення
1.	Мотиваційна характеристика і план теми. Відповіді на запитання студентів	20	Навчальний посібник (робочий зошит)	Навчальна кімната
2.	Вхідний контроль	20		
3.	Самостійна робота студентів з методичною літературою, рішення навчальних завдань, заповнення робочого зошит	60	Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці	
4.	Вихідний контроль	45	Реактиви, посуд	
5.	Контроль знань	20		
6.	Аналіз і підведення підсумків заняття	10		
7.	Домашнє завдання	5		

7. Завдання для самостійної роботи:

- перелік питань, що підлягають вивченню:

На практичному занятті слід розглянути наступні теоретичні питання:

1. Класифікація розчинів.
2. Механізм розчинення. Енергетичний ефект розчинення.
3. Розчинність речовин.
4. Розчинність газів у рідині.
5. Розчинність твердих і рідких речовин у рідині.
6. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
7. Колігативні властивості розчинів неелектролітів:

- 1) Осмос і осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.
- 2) Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля.
- 3) Зниження температури замерзання (депресія) і підвищення температури кипіння розчинів.
8. Колігативні властивості розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт.
9. Роль осмосу в біологічних системах. Властивості напівпроникних мембран. Осмотичний тиск. Гемоліз та плазмоліз.
10. Кріометрія, ебуліометрія і осмометрія; їх використання в медико-біологічних дослідженнях.

1. Класифікація розчинів

Розчини – однорідні (гомогенні) системи, що складаються із двох і більше компонентів й продуктів їх взаємодії. Ці системи можуть бути твердими, рідкими й газоподібними. Для медиків найбільше значення мають рідкі розчини, до яких відноситься плазма крові, сеча, лімфа та інші біологічні рідини, які являють собою складні суміші біологічно активних речовин (білків, вуглеводів, солей і т.ін.). У розчинах речовини можуть перебувати в різних ступенях дисперсності. Величина частинок є дуже важливою ознакою, яка обумовлює багато фізико-хімічних властивостей розчинів. За величиною частинок розчини поділяють на: а) істинні розчини (розмір частинок менше 10^{-9} м), які можуть бути іонними або молекулярними залежно від того, дисоціює розчинена речовина на іони чи залишається у стані молекул; б) колоїдні розчини (розмір частинок від 10^{-7} – 10^{-9} м), які є гетерогенними, мають поверхню розподілу між фазами – розчиненою речовиною (дисперсною фазою) і розчинником (дисперсійним середовищем).

Розчини високомолекулярних сполук (ВМС), мають властивості як істинних, так і колоїдних розчинів (розмір частинок більше 10^{-9} м).

2. Механізм розчинення. Енергетичний ефект розчинення

В області будови розчинів існує дві теорії: фізична й хімічна. Відповідно до фізичної теорії розчинник (вода) розглядається як індиферентне середовище, в якому рівномірно розподіляються молекули розчиненої речовини. При цьому ніякої взаємодії між розчинником і розчиненою речовиною не відбувається, що характерно для ідеальних розчинів, які нескінченно розведені. Ця теорія відносила розчини до механічних сумішей.

У реальних розчинах між розчиненою речовиною й розчинником має місце взаємодія, про що свідчать теплові ефекти й зміни (звичайне зменшення) об'єму. Це мало відображення в хімічній теорії (сольватної теорії) розчинів, розробленої Д. І. Менделєєвим (1887 рік). Відповідно до цієї теорії в процесі розчинення істотну роль відіграють як хімічні процеси, пов'язані із взаємодією розчиненої речовини з розчинником, так і фізичні, пов'язані з дифузією й рівномірним розподілом однієї речовини в середовищі іншої. У результаті взаємодії розчинника з розчиненою речовиною утворюються нестійкі сполуки, які називають сольватами (якщо розчинником є вода, то сполуки називають гідратами), що знаходяться в стані рівноваги. Розпад речовини на гідратовані іони пов'язаний з явищем іонізації (народженням іонів). Розглянемо схему механізму розчинення твердих речовин на прикладі розчинення хлориду натрію у воді.

Хлорид натрію утворений іонним зв'язком. При його розчиненні диполі води орієнтуються навколо молекул солі в такий спосіб: негативні полюси диполів води повертаються убік позитивного центра молекули NaCl , а позитивні полюси – убік негативного центра молекули й притягують їх до себе. За рахунок цього хімічний зв'язок слабшає між іонами в молекулі, а потім розривається – утворюються позитивно й негативно заряджені іони. З останніми молекули води вступають в іон-дипольну взаємодію, утворюючи гідратовані іони (гідрати). Таким чином, розчинення – це сукупність двох процесів: сольватації (гідратації) і іонізації.

З погляду термодинаміки процес розчинення твердих речовин у воді може бути представлений рівнянням:

$$\Delta H_{\text{розч.}} = \Delta U_{\text{кр.р.}} + \Delta H_{\text{гідр.}},$$

де $\Delta H_{\text{розч.}}$ — молярна ентальпія розчинення; $\Delta U_{\text{кр.р.}}$ — енергія кристалічної решітки; $\Delta H_{\text{гідр.}}$ — ентальпія гідратації.

Залежно від співвідношення величин $\Delta U_{\text{кр.р.}}$ і $\Delta H_{\text{гідр.}}$ процес розчинення може бути ендотермічним або екзотермічним. Руйнування структури розчиненої речовини, який супроводжується розривом хімічних зв'язків, вимагає витрат енергії. Утворення сольватованих (гідратованих) іонів супроводжується виділенням енергії. Загальний енергетичний ефект залежить від співвідношення виділеної й поглинутої енергії. Якщо витрати енергії на руйнування розчиненої речовини ($\Delta U_{\text{кр.р.}}$) більші за енергію, що виділилася при гідратації ($\Delta H_{\text{гідр.}}$), то процес протікає ендотермічно. Якщо навпаки ($\Delta U_{\text{кр.р.}} < \Delta H_{\text{гідр.}}$), то процес протікає екзотермічно.

3. Розчинність речовин

Розчинність – це процес, що відбувається за рахунок дифузії молекул або іонів із області з більшою концентрацією в область із меншою концентрацією, у результаті чого речовина рівномірно розподіляється в повному обсязі розчину.

Розчинність – двонаправлений процес: тверда речовина переходить у розчин, а розчинена речовина — у тверду фазу. Отже, одночасно відбувається й розчинення, і кристалізація. Ці процеси із часом протікають із однаковими швидкостями – настає динамічна рівновага. При цьому концентрація розчиненої речовини при незмінних умовах залишається постійною. Такий стан називається станом насичення, а розчин – насиченим.

Здатність різних речовин розчинятися в тім або іншому розчиннику називається розчинністю. Мірою розчинності слугує концентрація насиченого розчину за даною температурою та тиском. До процесу розчинення застосуємо принцип рухливої рівноваги Ле-Шательє.

Розчинність залежить від температури, зовнішнього тиску, природи речовини, що розчиняється, і розчинника.

4. Розчинність газів у рідині

Процес розчинення газу у воді, будучи мимовільним, завжди екзотермічний. Для зсуву рівноваги убік екзотермічного процесу відповідно до принципу Ле-Шательє температуру необхідно знизити. Отже, розчинність газу у воді зі зниженням температури збільшується.

На розчинність газів у рідині впливає тиск, тому що утворення розчину супроводжується значним зменшенням об'єму системи. Відповідно до цього розчинність газів у рідинах помітно зростає по мірі збільшення тиску. Кількісна залежність встановлена **законом У. Генрі**:

Маса газу, що розчинився при постійній температурі в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна його парціальному тиску над розчином.

$$m = K \cdot p$$

Чисельне значення коефіцієнта K відображає залежність розчинності від природи газу, розчинника й температури. Закон дійсний за умов відносно невеликого парціального тиску і у випадку розведених розчинів, тобто коли й газ, і розчин за властивостями наближаються до ідеального.

Парціальним тиском (p) називається частина загального тиску, що доводиться на частку кожного газу в газовій суміші. Відповідно до *закону парціальних тисків Дальтона*, загальний тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків. Із закону Генрі витікає, що якщо підтримуючи постійну температуру, підвищити парціальний тиск, то буде відбуватися поглинання (абсорбція) газу доти, доки не буде отриманий розчин із більш високою концентрацією газу в рідині. Якщо над розчином пропускати газову суміш із більш низьким парціальним тиском, то буде відбуватися виділення частини газу з рідини доти, доки його концентрація в розчині не буде відповідати наявному більш низькому парціальному тиску газу. Кожній температурі відповідає певна розчинність у даній рідині й відповідний їй парціальний тиск газу над розчином, що відповідає умовам рівноваги газ – насичений розчин.

Знання законів Генрі й Дальтона дозволяє правильно аналізувати газообмін в організмі людини, який відбувається в основному в легенях. Парціальний тиск кисню й диоксиду карбону у вдихуваному повітрі становлять відповідно в середньому 212,2 і 0,3 ГПа. У видихуваному повітрі вміст кисню нижче ($P_{O_2} = 162,5$ ГПа), а диоксиду карбону – вище ($P_{CO_2} = 40,5$ ГПа) – це розходження й спричиняє газообмін у легенях, який полягає в наступному. У процесі зовнішнього подиху кисень зв'язується з гемоглобіном і у формі оксигемоглобіну доставляється з потоком крові до капілярів клітини, де відбувається його поглинання й використання для окислювання низькомолекулярних продуктів. Одночасно утворюється диоксид карбону і з потоком крові направляється в легені й там, дифундуючи через стінки альвеол, надходить до складу видихуваного повітря. Дифундування кисню в зазначеному напрямку можливо за рахунок того, що його парціальний тиск в альвеолярному повітрі (143,9 ГПа) вище, ніж його рівноважний парціальний тиск над венозною кров'ю (80-87 ГПа).

Перехід диоксида карбону із венозної крові в газовий простір альвеол можливий завдяки тому, що його рівноважний парціальний тиск над венозною кров'ю (61 ГПа) вище, ніж парціальний тиск цього газу в альвеолярному повітрі (52,7 ГПа).

Закон Генрі дозволяє розкрити причини так званих декомпресійних захворювань, наприклад, (кесонної хвороби) у водолазів, льотчиків та інших. *Кесонна хвороба* – це патологія, яка пов'язана з порушенням вмісту розчинних газів у крові. На великих глибинах, де зовнішній тиск зростає, збільшується розчинність газів у крові. За умов швидкого підйому із глибини тиск різко падає й розчинність газів різко зменшується. Вони виділяються у вигляді пухирців і закупорюють судини. Особливо важкі наслідки спостерігаються при закупорці судин мозку.

Розчинність газів у рідині залежить як від природи газу, так і від природи розчинника, підкоряючись емпіричному правилу «подібне розчиняється в подібному».

Розчинність газів у рідині відбувається внаслідок або ван-дер-ваальсової, або хімічної рівноваги. Перший випадок характеризується незначною розчинністю (наприклад, азот, кисень у воді), тому що молекули газу не мають властивість полярності, а вода є диполем. Другий випадок характеризується високою розчинністю. З водою взаємодіють такі газоподібні речовини, як CO_2 , NH_3 , SO_2 , H_2S і т.ін., ці молекули мають властивість полярності. Продукт реакції з водою зазначених речовин є електролітом, що потім піддається у воді електролітичній дисоціації. Розчинність газів у розчинах електролітів менша, ніж у чистому розчиннику.

Відомий російський фармаколог І. М. Сеченов (1859 г.) встановив взаємозв'язок між розчинністю газу в чистій воді (S_0) і в розчині електроліту (S) і концентрацією речовини в електроліті (c):

$$S = S_0 e^{-kc} \quad (\text{закон Сеченова})$$

де e – основа натурального логарифму,

k – константа, значення якої залежить від природи електроліту й розчиненого газу та температури.

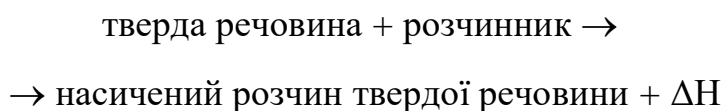
Виходячи з математичного вираження закону Сеченова можна зробити висновок, що розчинність газів у водяних розчинах електролітів тим менша в порівнянні з розчинністю в чистій воді, чим більша концентрація розчинених у ній солей.

Закон І.М. Сеченова дозволяє пояснити, чому розчинність CO_2 і O_2 у плазмі крові менша, ніж у воді. У плазмі крові міститься велика кількість компонентів, у тому числі й іонів солей, на гідратацію яких витрачається частина води плазми крові, тому об'єм води в плазмі, у якій можуть розчинитися зазначені гази, як би зменшується. Тому розчинність кисню й диоксиду карбону в плазмі крові менша, ніж у воді. Вміст компонентів у плазмі

крові у відомих межах може змінюватися, що також впливає на розчинність у ньому O_2 і CO_2 .

5. Розчинність твердих і рідких речовин у рідинах

Розчинність твердих речовин істотно залежить від температури. Як було зазначено вище, процес розчинення більшості твердих речовин ендотермічний. У стані насичення (динамічній рівновазі) процес розчинення твердої речовини у воді можна представити наступним рівнянням:



До цієї рівноважної системи застосуємо принцип Ле-Шательє, відповідно до якого за умов підвищення температури рівновага зсувається у бік ендотермічної реакції, тобто у бік утворення насиченого розчину. Отже, розчинність більшості твердих солей з підвищенням температури зростає, а зі зниженням температури – зменшується.

Розчинність твердих речовин практично не залежить від тиску, оскільки об'єм системи при розчиненні змінюється незначно. Відповідно до принципу Ле-Шательє, якщо об'єми вихідних речовин дорівнюють об'ємам продуктів реакції, то зміна тиску не впливає на рівновагу системи.

Таким чином, розчинність більшості твердих речовин залежить від температури й не залежить практично від тиску.

Розчинність твердих речовин також підкоряється правилу «подібне розчиняється в подібному». Для процесів розчинення багатьох твердих речовин велике значення має полярність молекул. Всі молекули, утворені іонним зв'язком (KCl , $CaCl$, Na_2SO_4 і ін.), є полярними (диполями). Полярними є також молекули, що утворені неметалами з різною електронегативністю й що мають асиметричну будову. При цьому слід зазначити, що полярність молекул, утворених ковалентним зв'язком, виражена в порівнянні з іонними зв'язками менше. Для оцінки ступеня полярності молекул використовують величину діелектричної проникності. Чим полярність молекул більша, тим менша енергія

витрачається на руйнування структури розчиненої речовини, й тим розчинність більша.

Розчинність залежить від природи розчинника: чим вище діелектрична проникність рідин, тим кращим розчинником вона є. Наприклад, сеча, біла речовина мозку, кров мають діелектричну проникність більшу, ніж вода. Отже, біологічні рідини й тканини є гарними розчинниками для біологічно активних сполук, молекули яких полярні.

Здатність твердих речовин розчинятися залежить від полярності їхніх власних молекул. Гарна розчинність, наприклад, у глюкози, що не утворює іонів, обумовлена наявністю в її молекулах великої кількості полярних спиртових груп. Рідини різної природи змішуються одна з одною у різних співвідношеннях: практично не розчинні (вода й масло), обмежена розчинність (вода й фенол), необмежена розчинність (вода й спирт).

Розчинення рідини в рідині залежить насамперед від природи розчинника й речовини, що розчиняється. Так, необмежена розчинність спирту у воді пояснюється тим, що молекули спирту й води перебувають у вигляді асоціатів. При розчиненні відбувається руйнування асоціатів як спирту, так і води. У розчині, що утворюється, виникають нові асоціати, які складаються з молекул спирту й води.

Молекули, що містять велику кількість неполярних вуглеводневих угруповань, наприклад жирні кислоти, фенол і ін. не здатні «притягувати» до себе значну кількість молекул води й руйнувати її асоціати. За рахунок цього взаємна розчинність малополярних молекул, наприклад фенолу у воді обмежена, й відбувається розшарування розчиненої речовини і розчинника відповідно до їх питомої ваги. При цьому в шарі фенолу міститься небагато води, а в шарі води – деяка кількість фенолу, пропорційна їхній взаємній розчинності за даною температурою.

Малополярні, неполярні молекули розчиненої речовини добре розчиняються в розчинниках, молекули яких малополяризовані або неполярні. Наприклад, жирні кислоти краще розчиняються в ефірі або бензолі.

При додаванні до системи розчинна рідина, що є розчинником третьої речовини, яка розчинна в обох рідинах, розподіляється між ними й характеризується константою (коефіцієнтом) розподілу в системі певних двох рідин:

$$K_{розч.} = C_{розч.рід.} / C_{розч-ка} ,$$

де $C_{розч.рід.}$ – концентрація розчинної рідини, що у шарі (моль/л);

$C_{розч-ка}$ – концентрація розчинника в шарі (моль/л).

У розведених багатокомпонентних розчинах розподіл кожної розчиненої речовини між двома фазами визначається індивідуальним коефіцієнтом розподілу, величина якого не залежить від наявності інших речовин. Це положення сформульоване Нернстом і називається законом.

Закон розподілу дотримується за умов проникнення речовин через клітинні мембрани, що може здійснюватися за двома механізмами:

- 1) шляхом розчинення в ліпідному шарі мембрани;
- 2) через пори мембрани.

За першим механізмом йде проникнення водонерозчинних неполярних сполук – ліпідів, жирних кислот і т.ін. Ці речовини добре розчинні в подібному собі неполярному середовищі – ліпідах – і погано розчинні у водному середовищі. Їхнє нагромадження в ліпідному шарі мембрани підкоряється закону розподілу. Розчинення рідин одна в одній звичайно супроводжується поглинанням енергії, тому найчастіше з підвищенням температури взаємна розчинність зростає.

За умов розчинення рідини в рідині об'єм змінюється незначно (найчастіше убик скорочення). Тому відповідно до принципу Ле-Шательє тиск незначно впливає на величину взаємної розчинності.

6. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів

Кількісний склад розчинів виражається різними способами.

Масова частка (масова відсоткова концентрація) — відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину.

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{m(p-ну)} \cdot 100\% \quad , \quad \text{або} \quad \omega(x) = \frac{m(x)}{m(x) + m(p-ну)} \cdot 100\% \quad ,$$

де $m(x)$ – маса розчиненої речовини x , г, кг; $m(p-ну)$ – маса розчину, тобто сума маси розчиненої речовини й розчинника, г, кг.

Молярна концентрація – число молів розчиненої речовини в одиниці об'єму, моль/л,

$$C(x) = \frac{m(x)}{M(x)V(p-ну)} \cdot 100\% \quad , \quad m(x) = C(x) \cdot M(x) \cdot V(p-ну),$$

де $M(x)$ — молярна маса розчиненої речовини, г/моль; $V(p-ну)$ — об'єм розчину, л, дм³.

Молярна концентрація (моляльність) — відношення молів розчиненої речовини до маси розчинника, моль/кг,

$$v(x) = \frac{m(x)}{M(x) \cdot m(p-ка)} \cdot 100\% \quad , \quad m(p-ка) = m(p-ну) - m(x) \quad ,$$

Де $m(p-ка)$ – маса розчинника.

Молярна частка – відношення кількості молів даного компонента системи до загальної кількості молів всіх компонентів розчину

$$N(x) = \frac{\nu(x)}{\sum \nu(X_i)} \cdot 100\% \quad , \quad \nu(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$$

для двохкомпонентної системи:

$$N(x) = \frac{\nu(x)}{\nu(x) + \nu(p-ка)} \quad ,$$

де $\nu(x)$ – кількість речовини x , моль;

$\nu(p-ка)$ – кількість речовини розчинника, моль.

Молярна концентрація еквівалента — кількість речовини еквівалента в одиниці об'єму розчину, моль/л,

$$C(e) = \frac{m(x)}{M(e)V(p-ну)} \quad ,$$

де $M(e)$ – молярна маса еквівалента розчиненої речовини, г/моль.

Закон еквівалентів: маси реагуючих одна з однією речовин (m_1, m_2, \dots) пропорційні їхнім еквівалентам (екв₁, екв₂,...):

$$m_1/m_2 = e_{кв1}/e_{кв2}$$

Еквівалент – це реальна або умовна частка речовини, що у даній кислотно-основній реакції еквівалентна одному іону гідрогену або одному електрону в окисно-відновних реакціях. При цьому під реальною часткою розуміються молекули, іони, вільні радикали й ін. Одиницею хімічного еквівалента є моль.

Молярна маса еквівалента розчиненої речовини

$$M(e) = M(x) \cdot f(x),$$

де $f(x)$ — фактор еквівалентності.

Фактор еквівалентності – число, що позначає яка частка реальної частини речовини x еквівалентна одному іону гідрогену в даній кислотно-основній реакції або одному електрону в даній окисно-відновній реакції.

При нейтралізації (кисотно-основної реакції):

$$f_{e(к-ти)} = 1/ n(H^+)$$

де $n(H^+)$ – кількість іонів гідрогену в кислоті;

f_e – фактор еквівалентності кислоти.

Наприклад, $f_e(H_2SO_4) = \frac{1}{2}$.

$$f_{e(осн.)} = 1/ n(OH^-)$$

де $f_{e(осн.)}$ – фактор еквівалентності основи,

$n(OH^-)$ – кількість гідроксильних груп основи.

Наприклад,

$$f_e(NaOH) = \frac{1}{1} = 1.$$

$$f_{e(солі)} = 1/ B_{Me} \cdot n_{ат. Me},$$

де $f_{e(солі)}$ – фактор еквівалентності солі,

B_{Me} – валентність металу,

$n_{ат. Me}$ – кількість атомів металу.

Наприклад,

$$f_e(Fe_2(SO_4)_3) = \frac{1}{3} \cdot 2 = \frac{1}{6}$$

*T*_{мр розчину} – маса розчиненої речовини в одному мілілітрі розчину, г/мл.

$$T(x) = m(x)/1000;$$

$$T(x) = \frac{C_e(x) \cdot M_e(x)}{1000}$$

Формули для перерахунку:

– масової відсоткової концентрації в молярну концентрацію моль/л,

$$C(x) = \frac{10 \cdot \omega(x) \cdot \rho(p - ну)}{M(x)}$$

де $\omega(x)$ – масова відсоткова концентрація, %;

$\rho(p - ну)$ – густина розчину, г/мл

– масової відсоткової концентрації в молярну концентрацію еквівалента

$$C_e(x) = \frac{10 \cdot \omega(x) \cdot \rho(p - ну)}{M_e(x)}$$

– молярної концентрації в молярну концентрацію еквівалента

$$C_e(x) = C(x)/f_e(x).$$

7. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів.

Властивості розчинів, які не залежать від природи компонентів, а залежать тільки від кількості кінетичних одиниць системи називають колігативними. До них відноситься осмотичний тиск, зниження тиску пари розчинника над розчином, підвищення температури кипіння й зниження температури замерзання розчинів.

Якщо розчини різної концентрації розділити напівпроникною мембраною, процес дифузії може прийняти однобічний характер. В організмі є незліченна безліч мембран. Це оболонки клітин і їхніх органоїдів (ядро, тельця Гольджі та ін.), стінки кровоносних судин, оболонки органів та ін. Мембрани розрізняються за своїм складом, структурою, розмірами пор і, як наслідок, за проникністю. Одні з них проникні тільки для молекул води, інші можуть пропускати іони й малі молекули. Різноманітна проникність для іонів може залежати від взаємодій між зарядженими групами мембрани до цих іонів.

Якщо мембрану, проникну тільки для розчинника, занурити між чистим розчинником і розчином або між розчинами різної концентрації виникає процес, що називається осмосом.

1) Осмос і осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.

Осмос – це одnobічна дифузія розчинника через напівпроникну мембрану із чистого розчинника в розчин або з розчину з меншою концентрацією в розчин з більшою концентрацією. У міру збільшення надлишкового тиску в розчині швидкість осмосу зменшується й при певному тиску настає рівновага, при якій в обох напрямках через мембрану проходить однакова кількість молекул розчинника. *Надлишковий гідростатичний тиск у розчині в порівнянні із чистим розчинником при встановленні осмотичної рівноваги називається осмотичним тиском.* При вивченні осмотичного тиску було встановлено, що він підкоряється тим же законам, що й тиск ідеального газу. Осмотичний тиск прямо пропорційний молярній концентрації і температурі:

$$P = CRT \quad \text{закон Вант-Гоффа.}$$

У наведеній формулі немає жодної величини, що залежала б від природи розчиненої речовини. Отже, величина осмотичного тиску буде однакою для будь-якої речовини (неелектроліту) за однакової температури й молярної концентрації. Осмотичний тиск біологічних рідин підтримується на досить сталому рівні, що регулюється роботою нирок, виділенням поту, вмістом водяних пар у видихуваному повітрі. Так, осмотичний тиск крові людини становить 700–800 кПа. Цьому осмотичному тиску відповідає осмотична концентрація в плазмі крові при 37 °С: від 0,287 моль/л до 0,303 моль/л.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називаються ізотонічними. Ізотонічними стосовно крові є 0,9 % розчин NaCl та 5 % розчин глюкози.

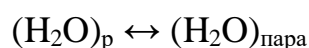
Розчини з більшим осмотичним тиском — гіпертонічні, з меншим — гіпотонічні.

Онкотичний тиск – це частина осмотичного тиску крові, обумовлена високомолекулярними сполуками й становить 3,5– 3,9 кПа.

2) Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином.
Закон Рауля.

Окрім осмотичного тиску, до колігативних властивостей відноситься зниження тиску насиченої пари над розчином, зниження температури замерзання й підвищення температури кипіння розчинів.

За певної температури тиск насиченої пари над кожною рідиною – величина стала. Тиск пари, при якому за даною температурою настає динамічна рівновага, що характеризується рівністю швидкостей випару й конденсації рідини, зветься тиском насиченої пари. Дослід показує, що тиск насиченої пари розчинника над розчином завжди нижче, ніж над чистим розчинником за тією ж температурою. Це можна пояснити виходячи із принципу Ле-Шательє. Між рідиною й парою встановлюється рівновага:



Якщо розчинити у воді будь-яку речовину, то внаслідок гідратації, кількість рідкої води стає менше й піде процес конденсації пари (процес збільшення кількості рідини). Нова рівновага встановлюється при більш низькому тиску насиченої пари. Зниження тиску насиченої пари буде тим більшим, ніж більша концентрація розчинів.

Французький хімік Рауль (1886) встановив, що відносне зниження тиску пари розчинника (P_0) над розчином (P) дорівнює молярній частці розчиненої речовини (закон Рауля):

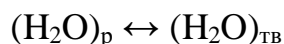
$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_2$$

Із закону Рауля бачимо, що розчини будуть кипіти при більш високій температурі, а замерзати при більш низькій.

3) Зниження температури замерзання (депресія) і підвищення температури кипіння розчинів.

Рідина починає кипіти за тією температурою, за якою тиск її насиченої пари дорівнює зовнішньому тиску. Тому що тиск пари над розчином нижче, ніж над чистим розчинником, він стане дорівнювати атмосферному тиску за більш високою температурою.

Підвищення температури кипіння й зниження температури замерзання відповідає принципу Ле-Шательє:



Якщо розчинити у воді будь-яку речовину, концентрація молекул води знизиться й піде процес плавлення льоду. Нова рівновага встановиться за більш низькою температурою. Підвищення температури кипіння й зниження температури замерзання пов'язане з концентрацією розчину.

Рауль встановив: для розведених розчинів неелектролітів підвищення температури кипіння й зниження температури замерзання пропорційно молярній концентрації.

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{к}} \epsilon(x)$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{е}} \epsilon(x)$$

$K_{\text{е}}$ й $K_{\text{к}}$ відповідно ебуліоскопічна й кріоскопічна константи, що залежать тільки від природи розчинника й не залежать від природи розчиненої речовини. Вони показують, на скільки підвищується температура кипіння або знижується температура замерзання розчину, якщо він містить 1 моль речовини в 1 кг розчинника. Для води $K_{\text{е}} = 0,52 \text{ К кг/моль}$; $K_{\text{к}} = 1,86 \text{ К кг/моль}$.

8. Колігативні властивості розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт

Для розчинів електролітів зниження тиску насиченої пари, зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння, осмотичний тиск повинні бути більші, ніж неелектроліту (закон Вант-Гоффа).

Це відношення називається ізотонічним коефіцієнтом:

$$i = N / N_0$$

де N – число частинок у розчині електроліту, N_0 – кількість розчинених молекул.

Ізотонічний коефіцієнт залежить від величини ступеня дисоціації електроліту й обчислюється за формулою:

$$i = 1 + \alpha(v - 1)$$

де v — кількість іонів у сполуці, α – ступінь дисоціації.

Тому для електролітів:

$$P = iCRT$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = iK_{\text{к}}b(x)$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = iK_{\text{е}}b(x)$$

9. Роль осмосу в біологічних системах. Властивості напівпроникних мембран. Онкотичний тиск. Гемоліз та плазмоліз

Осмос відіграє велику роль у фізіологічних процесах організму. Засвоєння їжі, обмін речовин тісно пов'язані із різною проникною здатністю клітинної мембрани для води та розчинених речовин. Мембрана має напівпроникні властивості. Осмотичний тиск відіграє роль механізму, що подає клітинам поживні речовини та воду. Осмотичний тиск крові у нормі становить 700–800 кПа. Цьому осмотичному тиску відповідає осмотична концентрація в плазмі крові, що при 37° С перебуває в межах 0,287– 0,303 моль/л. Онкотичний тиск – це частина осмотичного тиску крові, обумовлена високомолекулярними сполуками, зокрема білками й становить 3,5 – 3,9 кПа.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називають ізотонічними. Ізотонічними стосовно крові є, наприклад, 0,9 % розчин NaCl, 5 % розчин глюкози й ін. Розчини з більшим осмотичним тиском є гіпертонічними, а відповідно з меншим осмотичним тиском – гіпотонічними. Тому за законом осмосу клітина, що занурена в гіпертонічний розчин, піддається плазмолізу (зморщування), а в гіпотонічному розчині буде спостерігатися гемоліз (розбухання й розрив). При потребі у постачанні в організм великої кількості

рідини або для розведення ліків для внутрішньовенного вливання треба застосовувати ізотонічні стерильні розчини, щоб уникнути плазмолізу еритроцитів. Для промивання ран у медичній практиці використовують гіпертонічні розчини, наприклад 10% розчин NaCl.

10. Кріометрія, ебуліометрія і осмометрія; їх використання в медико-біологічних дослідженнях

Вимір осмотичного тиску (*осмометрія*), підвищення температури кипіння (*ебуліометрія*), зниження температури замерзання (*кріометрія*) використовуються для визначення деяких фізико-хімічних величин. Зокрема, вимірявши $\Delta T_{\text{зам}}$, можна визначити молекулярну масу неелектроліту, а також можна визначити ступінь дисоціації електроліту. У біологічних дослідженнях $\Delta T_{\text{зам}}$ називається депресією. Вимір депресії біологічних рідин (крові, лімфи, сечі) дозволяє розраховувати їхню осмотичну концентрацію, тобто сумарну концентрацію всіх частинок. У нормі депресія крові складає 0,56 К.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА

Дослід 1. Приготування розчину гідроксиду натрію із заданою молярною концентрацією еквівалента.

Мета роботи. Вміти готувати розчин із заданою молярною концентрацією еквівалента.

Прилади і реактиви. Ваги техніко-хімічні, хімічний стакан, циліндр, сухий натрій гідроксид, дистильована вода

Виконання. Використовуючи формулу для молярної концентрації еквівалента порахувати масу наважки NaOH. Зважити її на техніко-хімічних вагах, кількісно перенести в хімічний стакан, циліндром відміряти необхідний обсяг дистильованої води, перемішати.

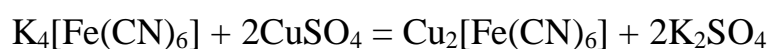
Розчин буде застосований при виконанні лабораторної роботи в об'ємному аналізі.

Дослід 2. Зростання «штучної клітини» Траубе.

Мета роботи. Вивчити роль осмотичних явищ в біологічних системах.

Прилади і реактиви. Штатив із пробірками, піпетки на 5 мл, кристалічна сіль гексаціаноферрат (II) калію, розчин сульфату міді (II) з $\omega(\text{CuSO}_4) = 5\%$.

Перегородки, проникні для води, але непроникні для розчиненої речовини, можуть бути рослинного й тваринного походження. Можна приготувати таку перегородку й штучно, використовуючи для цієї мети розчин сульфату міді (II) і кристалічну сіль гексаціаноферату (II) калію $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Одержуване за реакцією



комплексна сполука $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексаціаноферрат(II) міді(II) має напівпроникні властивості.

Виконання. Наливають у пробірку 5 мл розчину сульфату міді (II), занурюють у нього невеликий кристалик солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (не збовтувати!). Через годину замалювати утворення, що нагадують водорості.

Перелік практичних навичок, якими необхідно оволодіти.

Після розгляду теми треба вміти розраховувати концентрацію розчинів, готувати розчини з заданою концентрацією, розраховувати осмотичний тиск, депресію розчинів, молярні маси фізіологічно активних речовин виходячи з величин осмотичного тиску та депресії; класифікувати розчини на підставі величин осмотичного тиску та концентрацій; прогнозувати, що станеться з клітиною яку помістять у гіпотонічний, ізотонічний, гіпертонічний розчин.

11. Ситуаційні задачі для визначення вихідного рівня знань.

1. Кислотність шлункового соку в основному обумовлена соляною кислотою, масова концентрація якої близько 1 %. Знайти молярну концентрацію HCl, якщо густина розчину 1 г/мл.

А – 1 моль/л; Б – 0,1 моль/л; В – 0,274 моль/л.

2. Розрахуйте масу броміду калію, яку одержить хворий, прийнявши 1 столову ложку 3 % розчину (маса розчину, що вміщується в 1 столовій ложці - 15 г).

А – 0,45 г; Б – 0,9 г; В – 1,35 г.

3. Які розчини ізотонічні крові?

А. 9 % розчин NaOH

Б. 10 % розчин NaCl

В. 5 % розчин C₆H₁₂O₆

Г. 0,5 % розчин білка.

4. Яку формулу можна використати для розрахунку осмотичного тиску 0,9 % розчину NaCl?

А. $P = \nu RT$

Б. $P = CRT$

В. $P = RT$

Г. $P = iCRT$

Еталони відповідей: 1 - В; 2 - А; 3 – В; 4 – Г.

12. Рекомендації до оформлення результатів роботи.

Алгоритми вирішення навчальних питань аудиторної та самостійної роботи і результати занести у робочий зошит. Оформити протокол лабораторного дослідження, зробити висновки, щодо властивостей штучної напівпроникної перегородки та осмотичних процесів.

13. Література

а) основна:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, Г.О. Сирова, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с.

2. Медична хімія: Навчальний посібник / І.В. Завгородній, А.О. Сирова, Н.М. Ткачук та ін. / За ред. І.В. Завгороднього і А.О. Сирів. - Харків, екографії, 2011. - 244 с.

б) допоміжна:

1. Садовнича Л. П., Хухрянский В. Г., Цыганенко А. Я. Биофизическая химия. – Киев: «Вища школа», 1986. – 272 с.
2. Зеленин К. Н. Химия. – Санкт-Петербург: «Специальная Литература», 1997. – 688 с.
3. Чанг Р. Физическая химия с приложениями к биологическим системам. – Москва, «Мир», 1980.
4. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высшая школа, 1975. – 256 с.
5. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2003. – 464с.

Навчальне видання

Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів. Колігативні властивості розчинів

Методичні вказівки для самостійної роботи студентів I курсу з дисципліни «Медична хімія»

Укладачі:

Сирова Ганна Олегівна,

Каліненко Ольга Сергіївна,

Петюніна Валентина Миколаївна,

Макаров Володимир Олександрович,

Андрєєва Світлана Вікторівна,

Лук'янова Лариса Володимирівна,

Козуб Світлана Миколаївна,

Тішакова Тетяна Станіславівна,

Левашова Ольга Леонідівна,

Завада Оксана Олександрівна,

Савельєва Олена Валеріївна,

Копотєва Наталія Василівна,

Чаленко Наталія Миколаївна.

Водолаженко Марія Олександрівна.

Відповідальний за випуск: ас. Каліненко О.С.

Комп'ютерний набір і верстка: ас. Каліненко О.С.